Schlichting, Marcus

Chemische Versuche einfachster Art Ein 1. Cursus in d. Chemie für höhere Schulen u. zum Selbstunterricht, ausführbar ohne bes. Vorkenntnisse u. mit möglichst wenigen Hülfsmitteln. Mit e. Vorwort von C. Himly

Kiel 1878

Chemische Versuche

einfachster Art,

ein erster Cursus in der Chemie

für

höhere Schulen und zum Selbstunterricht,

ausführbar

ohne besondere Vorkenntnisse und mit möglichst wenigen Hülfsmitteln.

Von

M. Schlichting,

weil. Oberlehrer an der Realschule in Kiel.

Mit einem Vorwort

von

Dr. C. Himly,

Professor der Chemie in Kiel.

> Die Chemie ist nicht bloß ein Wissen, sondern auch ein Können. In der Benutzung ihrer Resultate liegt ihr materieller Werth, das bildende Moment aber in der rationellen Auffassung ihrer Vorgänge.

Sechste Auflage,

nach den neueren chemischen Ansichten

bearbeitet von

A. Wilke,

Lehrer an der Realschule in Kiel.

Mit 17 Abbildungen in Holzschnitt.

Kiel,

Ernst Homann.

1878.

Die Veranlassung, das nachfolgende Buch mit einem kurzen Vorworte zu begleiten, ist weniger in dem Inhalte desselben zu suchen, als vielmehr in dem Umstande, daß der Name des Verfassers, wenn auch sonst schon rühmlichst bekannt, in der Literatur dieses wissenschaftlichen Zweiges bis jetzt noch nicht genannt worden ist. Das vorliegende Buch, welches sich durch sich selbst genügend empfiehlt, ist als erster Cursus für den Unterricht an höheren Schulen und selbst an gehobenen Volksschulen bestimmt, und unterscheidet sich von ähnlichen elementaren Lehrbüchern besonders dadurch, daß es, ohne Wissenschaftlichkeit ganz zu opfern, mit den geringsten Vorkenntnissen, Apparaten und sonstigen Hülfsmitteln die Anschauung der Natur, von chemischer Seite betrachtet, wesentlich fördert und um so praktischer in das Gebiet der Chemie einführt, als ein Theil der im gewöhnlichen Leben und in den Gewerben vorkommenden Gegenstände mit großer Klarheit vorzugsweise mit besprochen wird. Was die Methode der Darstellung, Auswahl der Gegenstände und Apparate 2c. anlangt, welche den Werth des Buches bestimmen, so möchte es schwerlich einem Andern, der nicht selbst schon als Volksschullehrer sich herausgebildet hat, gelingen können, ein derartiges Buch zu schreiben, welches mit solcher Klarheit und Deutlichkeit den Zweck erfüllt, den der Verfasser vor Augen hatte. Wir glauben daher mit Recht eine sehr günstige Aufnahme in den Schulen und bei Denjenigen erwarten zu können, die das Bedürfniß fühlen, fehlende Kenntnisse der Chemie sich durch Selbstbelehrung zu erwerben.

Daß es überhaupt an der Zeit sei, die Anfänge der Chemie auch in den Volksschulen zu lehren, hat der Verfasser in einer besondern kleinen Schrift: „Ist Chemie in der Volksschule zu lehren? Ein Wort an die deutschen Lehrer. Altona, bei Hestermann" in überzeugender Weise bereits dargethan.

Kiel, den 1. October 1861.

Dr. C. Himly,
Professor der Chemie.

Vorwort zur ersten Auflage.

Besonders den Lehrern an höheren Schulen und selbst an gehobenen Volksschulen soll hier ein Hülfsmittel für den ersten Cursus in der Chemie geboten werden, sei es nun, daß sie dasselbe zunächst als Anleitung der Schüler zu eigenen Versuchen oder als eine Zurechtlegung eines Unterrichtsganges für ihre Schule benutzen wollen. Außerdem aber möchte das Büchlein auch gerne denen die erste leitende Hand sein, die, weß Standes sie auch sind, einen ersten Versuch machen wollen, ob sie Freude an der Chemie haben oder Nutzen aus derselben ziehen können, und nicht eben Gelegenheit haben, durch einen Lehrmeister darin unterrichtet und geübt zu werden.

Es versteht sich, daß ein solcher erster, möglichst leicht auszuführender Cursus am allerwenigsten auf Vollständigkeit Anspruch machen kann. Aber dennoch muß derselbe so eingerichtet sein, daß derjenige, der ihn durchmacht, nicht bloß eine auf einer Menge von chemischen Vorgängen verschiedener Art beruhende klare Anschauung davon bekommt, was Chemie ist, sondern auch die hervorragendsten Gegenstände der Chemie und eine Menge von Beispielen ihrer Anwendung im Leben wie auch von gewöhnlichen Erscheinungen, die in chemischen Vorgängen begründet sind, nebst den wichtigsten hier zur Anwendung kommenden chemischen Gesetzen kennen lernt. Er sollte, fern von Spielerei mit belustigenden Experimenten, auf dem strengeren Wege der Formel dahin geführt werden, chemische Werke lesen zu können und befähigt werden, sich ohne Weiteres auf einen speciellen, für ihn etwa practisch wichtigen Theil der Chemie zu werfen, falls ihm ein weiteres Verweilen auf dem Gesammtgebiete nicht vergönnt wäre. — Man möge sich durch eine nähere Ansicht dieses Büchleins davon überzeugen, ob diesen Forderungen durch dasselbe genügt ist.

Man wird es bald gewahren, daß es sich hier nicht bloß um ein Lernen und Wissen, sondern zugleich um ein Ueben und Können handelt. Wer in der Chemie es zu irgend etwas bringen will, muß Hand anlegen; mit eigenen Sinnen muß er die Wirkungen der Naturgesetze, die chemischen Vorgänge aufs Genaueste beobachten, und hat dafür auch in diesen Anschauungen ein Fundament seines Nachdenkens und seiner Erkenntniß, das über den Kreis der Chemie

hinaus auf seine geistige Ausbildung wohlthätig wirken wird. Die daran sich anschließende Arbeit, die vielen sich von selbst darbietenden oder leicht hervorzurufenden, genau beobachteten chemischen Erscheinungen mit den chemischen Gesetzen in Einklang zu bringen, ist eben das bildende Moment dieses Unterrichts.

Von diesem Gesichtspunkte aus schien mir gerade für den ersten, einfachsten Gang durch die Chemie in der Literatur eine Lücke zu sein. Wir haben freilich die trefflichen Schulen der Chemie von Stöckhardt und Regnault nebst vielen anderen Schriften für Anfänger, aber entweder scheinen sie mir (wie z. B. die Genannten) unter nicht günstigen Verhältnissen sofort zu viel zu verlangen, oder sie weisen dem Experiment nur die Stellung zu, daß dasselbe von Zeit zu Zeit eintrete, um eine oder die andere vorgetragene Lehre zu bestätigen, oder dann und wann eine Regel daraus herzuleiten, während man doch im Allgemeinen darüber einig ist, daß alle wahre Naturerkenntniß so viel als möglich auf Beobachtung beruhen müsse, wobei man in der Chemie noch dadurch begünstigt ist, daß man solche Beobachtungen in vielen Fällen so leicht möglich machen kann.

Mit Schriften der letzteren Art tritt dieses Büchlein so weit in Kampf, daß es wenigstens neben ihnen eine Berechtigung beansprucht; möge dann das, was hier als Experiment vorgeführt und gelegentlich daran geknüpft ist, in jenen mehr übersichtlich als Resultat erscheinen.

Anleitungen aber, wie z. B. Stöckhardts Schule der Chemie, deren so äußerst zweckmäßig gewählte Experimente sich auch in diesem Buche nicht ganz umgehen ließen, möchte dasselbe sich auch bei keinem Einzelnen in den Weg stellen; es betrachtet sich vielmehr als eine Vorschule dazu und empfiehlt ausdrücklich das eben genannte Werk als Fortsetzung. Daneben will es aber doch etwas Anderes sein, nämlich für eine große Zahl von Schulen ein ausreichender Lehrgang, der leicht zu übersehen ist und mit wenig Mühe, je nach den Umständen, etwas verengt oder erweitert werden kann. So will es auch versuchen, Solche, die wegen hemmender Umstände Bedenken tragen, sich an Stöckhardts Schule der Chemie zu machen, dennoch zu gewinnen.

Sollte aber Jemand eine möglichst gedrängte und doch für den Anfang einigermaßen reichhaltige Uebersicht über die in der Chemie gewonnenen Resultate wünschen, so empfehle ich ihm unter Andern: Hornig, Anfangsgründe der Chemie. Wien, Gerold's Sohn. c. 3 Mk. Es ist ein Büchlein zum Nachschlagen, für den Anfänger nicht zum Experimentiren.

Was nun die Art der Benutzung dieses Buches anlangt, so bitte ich, das unter der Ueberschrift „Allgemeines" zunächst Folgende vorläufig bloß insoweit durchzusehen, daß man wisse, über

welche Dinge man im Verlauf der Experimente und deren Erklärung hier weitern Aufschluß finden könne, namentlich I. und III. darauf scharf anzusehen. Was III., die chemische Schrift betrifft, so muß ich hier die Bitte aussprechen, dieselbe im Verlauf der Uebungen nicht zu vernachlässigen. Wie die Sachen nun einmal liegen, kann man mit Sicherheit behaupten, daß ein Schüler, der vor der kleinen Mühe, die die chemische Schreibweise und die Auflösung der chemischen Formeln erfordert, sich scheut, weder das Interesse noch die Ausdauer mitbringt, noch im Verlauf des Unterrichts die Klarheit sich verschaffen wird, die ein einigermaßen nennenswerther Erfolg erfordert. Man mache es sich daher von Anfang an zur Regel, über kein chemisches Zeichen und keine chemische Formel hinweg zu gehen, ehe man sie völlig verstanden hat, was an sich ja auch so wenig schwierig ist. Daran schließt sich auch die Bitte, die mit Fleiß angebrachten vielen Rückweisungen treulich nachzulesen, es wird die Auffassung wie den Ueberblick bedeutend fördern. — Mit der eigentlichen Arbeit fange man also da an, wo die Seitenzahlen arabische sind, und lasse es sich nicht verdrießen, daß die ersten Nummern unter der Ueberschrift „Vorbereitendes“ nur Vorübungen enthalten. Die Chemie liest sich leichter, als sie sich macht; das Gelingen mancher Versuche ist durch die vorher erlangten Erfahrungen und Fertigkeiten bedingt, wie man bald selbst gewahren wird.

Vorwort zur sechsten Auflage.

Der weitgeachtete Verfasser der ersten vier Auflagen dieses Büchleins, Marcus Schlichting, dem Amtsgenosse und Freund zu sein mir nur wenige Monate vergönnt war, bekundete ein seltenes Talent die Resultate wissenschaftlichen Forschens dem sich entwickelnden Geiste der Jugend zugänglich zu machen. An seiner eigensten Arbeit, der faßlichen Beschreibung und logischen Anordnung der „Versuche“ im anorganischen Theil (I. u. II.) ist daher nichts geändert. Die Erklärungsweise und die Formeln mußten aber der Sprechweise der Gegenwart angepaßt werden, wenn dem Schüler, dem die Zukunft gehört, nicht etwas Veraltendes geboten werden sollte.

Der Uebergang zu diesem Schritte liegt in der fünften Auflage, deren Verfasser im Anfang einer ehrenvollen wissenschaftlichen Laufbahn ein frühes Leben beschließen mußte. Die fünfte Auflage enthält doppelte Schreibweise (Formeln), meist auch doppelte Erklärungen.

Beide schließen einander nicht aus, können aber nur von dem im chemischen Denken Geübten auseinander gehalten werden; dem Anfänger muß man einen einfachen Apparat bieten. Wer etwas in früheren Auflagen Dagewesenes vermissen sollte, mag es in irgend einer Geschichte der Chemie (Buff, Wurz, Ladenburg) nachsehen.

Dem anorganischen Theil ist eine kurze Anleitung zur einfachsten Analyse angefügt. Die Erfahrung hat dem Verfasser gezeigt, daß diese Uebungen von dem Schüler leicht aufgefaßt, mit Eifer betrieben und gewissermaßen als Lohn fleißig gesammelter Kenntnisse hingenommen werden. Zur weiteren Arbeit empfehlen sich Tabellen (Schwanert, Will), zum Studium Fresenius.

Der organische (III.) Theil ist dem Titel entsprechend neu bearbeitet. Besondere Rücksicht ist auf Darstellung und Erkennung der verschiedenen Verbindungen gelegt; ihre Auswahl ist eine beschränkte. Der Anfänger, welcher selbständig arbeitet, darf sie erst dann unternehmen, wenn er durch die Uebungen des anorganischen (I. u. II.) Theils einige Geschicklichkeit erlangt hat. Dem Unterricht in der Schule erwächst dadurch einige Schwierigkeit, daß manche Versuche längere Zeit in Anspruch nehmen — Nr. 166 und 168 einige Wochen, 170, 172, 174, 175, 178, 181, 186, 198, 200, 203, 204, 206 und 207 über eine Stunde. Hier muß rechtzeitige Vorbereitung aushelfen.

Die Auswahl der Versuche ist so getroffen, daß alle mit einfachen Mitteln ausgeführt werden können. Sollte dadurch die sog. organische Chemie denjenigen Schulen, an welchen sie staatlichen Bestimmungen gemäß gelehrt werden soll, zugänglich gemacht worden sein, so würde der Zweck dieses Büchleins vollständig erreicht sein.

Kiel, den 28. April 1878.

Albrecht Wilke.

Inhalt.

Allgemeines.*)

I.

Elemente oder Grundstoffe.

Eintheilung und Namen der Elemente.	Chemisches Zeichen.	Verbindungs-Gewicht.	Specifisches Gewicht.	Grad Celsius Schmelz-punkt.	Grad Celsius Kochpunkt.
I. Nichtmetalle.					
1. Wasserstoff, Hydrogenium *	H	1	0,069**)	gasförmig	
2. Chlor, Chlorum . . . . . . *	Cl	35,5	2,46	gasförmig	
3. Brom, Bromum	Br	80	2,97	—24	63
4. Jod, Jodum . . . . *	J	127	4,95	107	180
5. Fluor, Fluor	Fl	19	—	gasförmig	
6. Sauerstoff, Oxygenium . *	O	16	1,105	gasförmig	
7. Schwefel, Sulphur . . . . *	S	32	2,05	111	420
8. Selen, Selenum	Se	79	4,28	217	700
9. Tellur, Tellurium	Te	128	6,25	üb.400	rgh †)
10. Stickstoff, Nitrogenium . *	N	14	0,97	gasförmig	
11. Phosphor, Phosphorus . *	P	31	1,83	44	290
12. Bor, Borum	B	11	2,68	—	—
13. Kohlenstoff, Carbonium . *	C	12	3,5 Diamant	—	—
14. Silicium, Silicium	Si	28	2,49	—	—
II. Metalle.					
A. Leichte Metalle.					
a. Alkalimetalle.					
15. Kalium, Kalium . . . . . *	K	39	0,865	62,5	rgh
16. Rubidium, Rubidium . . .	Rb	85,4	1,52	38,5	gh
17. Cäsium, Caesium	Cs	133	—	—	—

*) Zum Nachschlagen und jeweiligen Nachlesen im Verlauf der Versuche. Man fange die Arbeit nach dem Buche bei Nr. 1, „Vorbereitendes", S. 1 an.

**) Die specifischen Gewichte dieser Colonne beziehen sich bei luftförmigen Körpern auf Luft = 1, bei flüssigen und festen Körpern auf Wasser = 1.

†) rgh = Rothglühhitze, gh = kaum Glühhitze.

Eintheilung und Namen der Elemente.	Chemisches Zeichen.	Verbindungs-Gewicht.	Specifisches Gewicht.	Grad Celsius. Schmelz-punkt.	Grad Celsius. Kochpunkt.
18. Natrium, Natrium . . . . *	Na	23	0,972	95,6	rgh
19. Lithium, Lithium	Li	7	0,59	180	—
b. Metalle der alkalischen Erden.					
20. Baryum, Baryum	Ba	137	4,0	rgh	—
21. Strontium, Strontium . . .	Sr	87,5	2,54	rgh	—
22. Calcium, Calcium . . . . *	Ca	40	1,58	rgh	—
23. Magnesium, Magnesium . *	Mg	24	1,74	400	wgh *)
c. Metalle der Erden.					
24. Aluminium, Aluminium . *	Al	27,2	2,56	rgh	—
25. Beryllium, Beryllium . . .	Be	9,3	2,1	rgh	—
26. Erbium, Erbium	E	112,6	—	—	—
27. Thorium, Thorium	Th	231,5	7,78	—	—
28. Yttrium, Yttrium	Y	61,7	—	—	—
29. Zirkon, Zirkonium	Zr	89,6	4,15	—	—
B. Schwere Metalle.					
a. Unedle Metalle vorzugsweise Basen bildend.					
30. Eisen, Ferrum . . . . . . *	Fe	56	7,8	1600	—
31. Mangan, Manganum. . . *	Mn	55	7,2	—	—
32. Kobalt, Cobaltum	Co	59	8,5	1600	—
33. Zink, Zincum . . . . . . *	Zn	65	7	360	rgh
34. Indium, Indium	In	113,7	7,36	gh	—
35. Cadmium, Cadmium	Cd	112	8,6	315	860
36. Zinn, Stannum . . . . . *	Sn	118	7,29	228	wgh
37. Uran, Uranium.	U	120	18,4	wgh	—
38. Cer, Cerium.	Ce	92	—	—	—
39. Didym, Didymium	D	95	—	—	—
40. Lanthan, Lanthanum . . .	La	92	—	—	—
41. Nickel, Niccolum . . . . . *	Ni	59	8,8	1600	—
42. Blei, Plumbum. . . . . . *	Pb	207	11,4	335	wgh
43. Thallium, Thallium	Tl	204	11,9	290	wgh
44. Wismuth, Bismuthum. . .	Bi	208	9,8	264	wgh
45. Kupfer, Cuprum . . . . . *	Cu	63,5	8,9	wgh	—

*) wgh = Weißglühhitze.

Eintheilung und Namen der Elemente.	Chemisches Zeichen.	Verbindungs-Gewicht.	Specifisches Gewicht.	Grad Celsius. Schmelzpunkt.	Grad Celsius. Kochpunkt.
b. Edle Metalle.					
46. Quecksilber, Hydrargyrum*	Hg	200	13,6	—39	350
47. Silber, Argentum . . . . *	Ag	108	10,5	1000	—
48. Gold, Aurum. . . . . . . *	Au	197	19,3	1200	—
49. Platin, Platina . . . . . . *	Pt	198	21,5	Knallgasgebläse s. Nr. 34.	
50. Iridium, Iridium	Ir	197	22	—	—
51. Palladium, Palladium . . .	Pd	106	11,8	—	—
52. Rhodium, Rhodium	Rh	104	12,1	—	—
53. Ruthenium, Ruthenium . .	Ru	104	11,4	—	—
54. Osmium, Osmium	Os	199	21,4	—	—
c. Unedle Metalle vorzugsweise Säuren bildend.					
55. Wolfram, Wolframium . .	W	184	17,6	wgh	—
56. Chrom, Chromium. . . . *	Cr	52	6,8	—	—
57. Antimon, Stibium . . . . *	Sb	122	6,7	425	wgh
58. Arsen, Arsenium . . . . . *	As	75	5,7	—	rgh
59. Molybdän, Molybdaenium	Mo	96	8,6	wgh	—
60. Niobium, Niobium	Nb	94	?	—	—
61. Tantal, Tantalum	Ta	182	?	—	—
62. Titan, Titanium	Ti	50	?	—	—
63. Vanadin, Vanadium	V	51,3	—	—	—

Manche dieser Grundstoffe sind seither nur als Seltenheiten und in so kleinen Mengen aufgefunden, daß sie kaum hinreichend untersucht werden konnten, oder haben doch in Künsten und Gewerben keine nennenswerthe Anwendung gefunden, s. Nr. 164. Diejenigen Grundstoffe, die vorzugsweise für den Anfänger in Betracht kommen und eine technische Bedeutung haben, werden in diesem Buche näher besprochen werden und sind vor ihrem chemischen Zeichen durch ein * bezeichnet worden. Ueber die Verbindungsgewichte sehe man Allgemeines III.

Anm. 1. Aus der Lückenhaftigkeit der vorstehenden Tabelle sieht man, daß Manches noch nicht festgestellt ist. Selbst die Verbindungsgewichte sind noch bei vielen Elementen schwankend, wie nachfolgende, von einigen Chemikern angenommene Angaben zeigen: Au 196, Ba 68,6, In 37,8, K 39,1, Mn 54, Os 200, P 31,5, Sb 120,3, Si 21,3, Sn 58,8, V 137 ꝛc. Andere machen noch andere Angaben, doch stehen sie bei den gebräuchlichsten Grundstoffen ziemlich fest.

Anm. 2. Für stöchiometrische Berechnungen, s. Allgem. III, und Nr. 32, — bei denen meistens die Bruchtheile der Verbindungsgewichte fortgelassen sind — fügen wir hinzu:

1 cdcm. Wasser wiegt 1 kg.
1 ccm. „ „ 1 g.
1 ccm. atm. Luft „ $^1/_{773}$ g.
773 cdcm. „ „ 1 kg.
1 cdcm. H = 0,0896.

Die atm. Luft ist 14,42mal so schwer als Wasserstoff.

II.

Kurze Charakterisirung

der Abtheilungen vorstehender Uebersicht.

Elemente oder Grundstoffe heißen diejenigen Stoffe, aus denen andere Körper zusammengesetzt sind, und die man einfache Körper nennt, weil man sie nicht in verschiedenartige Stoffe hat zerlegen können.

I. **Nichtmetalle** oder **Metalloide** haben kein metallisches Ansehen (mit Ausnahme von Selen, Tellur und Graphit), sind schlechte Leiter der Wärme und Elektricität (mit Ausnahme von Kohle in der Graphit-Modification).

II. **Metalle** zeichnen sich aus durch ihren Glanz, den sog. Metallglanz, durch ihre Undurchsichtigkeit (Ausnahmen: Gold und Silber sind in sehr dünn geschlagenen Blättchen durchsichtig), durch ihr Vermögen, Wärme und Elektricität zu leiten. Im pulvrigen Zustande sind sie grau, braun oder schwarz, geschmolzen dagegen meist weiß, oft ins Blaue oder Graue spielend; nur Kupfer ist roth; Gold, Calcium, Strontium sind gelb gefärbt. Alle sind schmelzbar, viele können ins Kochen gebracht werden, lassen sich also verdampfen.

A. Leichte Metalle. Sie sind specifisch leichter als die andern Metalle, einige schwimmen sogar auf dem Wasser; sie haben die größte Verwandtschaft zum Sauerstoff, und ihre Verbindungen mit demselben, die Oxyde, besonders die unter a., weniger schon die unter b., sind in Verbindung mit Wasser (als Hydroxyde) die stärksten Basen, s. indes Allgem. V; die leichten Metalle kommen deshalb nie gediegen, sondern nur in Verbindung mit anderen Elementen in der Natur vor und ihre Ausscheidung als Metalle ist schwierig. Mit dem Schwefel vereinigen sie sich zu in Wasser löslichen Körpern.

a. Alkalimetalle. Sie sind sämmtlich einwerthig, s. Allg. III. Ihre Verwandschaft zum Sauerstoff ist so groß, daß sie das Wasser, H_2O, schon bei gewöhnlicher Temperatur mit Heftigkeit zersetzen, um sich mit dem Sauerstoff, O, desselben zu verbinden. Ihre Hydroxyde, welche Alkalien genannt werden — KHO; NaHO; AmHO oder NH_4HO — sind die stärksten Basen, in Wasser leicht löslich, auf Thier- und Pflanzenstoffe stark ätzend wirkend, selbst in großer Verdünnung noch laugenhaft schmeckend. Sie haben große Verwandtschaft zum Wasser und zur Kohlensäure, lassen selbige in der Glühhitze nicht fahren, geben sie aber für andere Säuren leicht ab. Mit Sand, s. Nr. 93, geschmolzen, geben sie Glas, mit Fetten bilden sie in Wasser lösliche Seifen. Ihre meisten Salze, s. Allgem. V. u. Nr. 12, sind in Wasser löslich, besonders die kohlensauren.

b. Metalle der alkalischen Erden. Sie sind sämmtlich zweiwerthig. Sie haben nächst den vorigen die größte Verwandtschaft zum Sauerstoff, zersetzen das Wasser. Ihre Hydroxyde, die alkalische Erden genannt werden — BaH_2O_2; SrH_2O_2; CaH_2O_2; MgH_2O_2 — sind nächst den Alkalien die stärksten Basen, in Wasser schwer löslich, wirken mit Ausnahme von MgH_2O_2 ätzend, ziehen begierig Kohlensäure aus der Luft an, lassen sie aber in der Glühhitze wieder fahren, geben mit Sand Glas und mit Fetten Seifen, die im Wasser unlöslich sind; auch ihre kohlensauren Salze sind im Wasser unlöslich.

c. Metalle der Erden. Sie sind zwei- bis vierwerthig. Sie haben etwas weniger Verwandtschaft zum Sauerstoff als die vorigen, zerlegen bei gewöhnlicher Temperatur reines Wasser nicht und zeigen sich bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft viel beständiger. Ihre Hydroxyde, welche Erden genannt werden, sind weniger starke Basen als die vorhergehenden und können sich sogar mit starken Basen verbinden, als wenn sie (die Erden) Säuren wären; sie sind im Wasser ganz unlöslich und verbinden sich nicht mit Kohlensäure.

B. Schwere Metalle. Sie sind zwei- bis sechswerthig. Sie haben ein specifisches Gewicht von 6—22, ihre Schwefelverbindungen sind im Wasser unlöslich. Mehrere derselben kommen sowohl im regulinischen Zustande wie auch in Verbindung mit anderen Elementen in der Natur vor, während bei den leichten Metallen nur das letztere der Fall ist.

a. Unedle Metalle, vorzugsweise **Basen** bildend. Sie können — mit Ausnahme der 4 letzten, Pb, Tl, Bi, Cu, die sich schon mehr der folgenden Gruppe nähern — verdünnte Säuren und in der Glühhitze das Wasser zerlegen. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen — d. h. ihre Verbindungen mit der geringsten Menge

Sauerstoff, die nach den chemischen Gesetzen möglich ist — sind in Verbindung mit Wasser starke Basen, aber, da sie in Wasser unlöslich sind, ohne alkalische Reaction; außer dem Wismuth und Kupfer kommen sie in der Natur wegen ihrer starken Verwandtschaft zum Sauerstoff nicht gediegen vor, meistens werden sie als Oxyde oder Sulphide — Verbindungen mit Sauerstoff resp. Schwefel — angetroffen.

b. Edle Metalle. Sie haben die geringste Verwandtschaft zum Sauerstoff und ihre Oxyde lassen denselben in der Glühhitze fahren. Zu ihrer Auflösung sind concentrirte Säuren nöthig (wie auch bei Blei, Wismuth, Kupfer). Ihre niedrigsten Oxydationsstufen bilden Basen; mit mehr Sauerstoff verbunden, verhalten sie sich bald wie Basen, bald säurebildend. Sie kommen in der Natur wegen ihrer geringen Verwandtschaft zum Sauerstoff am häufigsten gediegen, d. h. als reine Metalle vor und verlieren an der Luft ihren Glanz nicht, weil sie sich nicht oxydiren.

c. Unedle Metalle, vorzugsweise Säuren bildend. Sie sind ebenfalls nur in concentrirten Säuren auflöslich. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen bilden bald Säuren, bald Basen, die höheren Säuren. Sie kommen in der Natur am häufigsten in Verbindung mit Schwefel vor. S. Nr. 59.

Anmerkung. Die von Berzelius aufgestellte und früher allgemein anerkannte (elektrochemische) Theorie glaubte die Ursache der chemischen Verbindungen in einem elektrischen Gegensatze der Bestandtheile derselben suchen zu müssen und versuchte daher die Elemente so in eine Reihe zu bringen, daß das Vereinigungsbestreben zwischen den näherstehenden immer geringer sein sollte als zwischen den entfernteren; die näherstehenden sollen sich dagegen in ihren Verbindungen ersetzen können. Eine solche Reihenfolge ist nun: — Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom, Jod, Schwefel, Selen, Phosphor, Stickstoff, Kohlenstoff, Bor, Kiesel, Arsen, Antimon, Platin, Gold, Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen, Zinn, Blei, Wismuth, Nickel, Kobalt, Zink, Wasserstoff, Mangan, Chrom, Aluminium, Calcium, Magnesium, Baryum, Strontium, Natrium, Kalium +.

Andere setzen z. B. Schwefel und Stickstoff nach dem Sauerstoff oder auch Wasserstoff früher in der Reihe u. s. w.; auch wirken Wärme, Licht u. s. w. häufig auf die chemische Anziehung ein. — Man nennt diese Reihe auch wohl die elektro-chemische Spannungsreihe, indem die Körper bei ihrer Berührung eine elektrische Differenz zeigen: die in der Reihenfolge vorangehenden werden dabei negativ, die nachfolgenden positiv elektrisch.

III.

Einige der wichtigsten chemischen Gesetze,

nach denen chemische Verbindungen entstehen.

1. Die chemische Anziehung wirkt nur bei unmittelbarer Berührung der Körper. Soll also auf einen Körper chemisch eingewirkt werden, d. h. so, daß seine Bestandtheile sich scheiden, oder mit anderen verbinden, so wird dies durch Alles befördert, was der Cohäsionskraft der Massentheilchen dieses Körpers entgegenwirkt, also durch Pulvern, Umrühren, Flüssigmachen, Erwärmen 2c. Wenigstens einer der beiden Körper, die sich chemisch verbinden sollen, muß flüssig resp. feucht oder gasförmig sein. Licht, Nr. 14, 69, und Elektricität, Nr. 163 Schluß, befördern auch oft chemische Wirkungen.

2. Kein Element kann vernichtet oder neu erzeugt werden.

3. Beim Uebergang in chemische Verbindungen, oder bei der Lösung derselben erleiden die Körper völlige Einbuße ihrer charakteristischen Eigenschaften, s. u. a. Nr. 58.

4. Wenn sich zwei oder mehr Körper mit einander chemisch verbinden, so geschieht dies nach festen, unabänderlichen Raum- und Gewichtsverhältnissen.

Durch geeignete Apparate kann man z. B. 1 Volum (Raumtheil) Chlor mit 1 Volum Wasserstoff direct durch Einwirkung des Lichtes zu Chlorwasserstoff (Nr. 71 u. f.) vereinigen, umgekehrt aber auch mit Hülfe des galvanischen Stromes Chlorwasserstoff in gleiche Raumtheile Chlor und Wasserstoff zerlegen. Ebenso ist man im Stande zwei Vol. Wasserstoff mit einem Vol. Sauerstoff zu Wasser zu vereinigen, Wasser (Nr. 34 und 35) aber auch wieder durch galvanische Kraft so zu zerlegen, daß immer 2 Volumina Wasserstoff auf 1 Volum Sauerstoff kommen. — Ammoniak (Nr. 95 f.) kann zwar noch nicht direct durch Vereinigung seiner Elemente dargestellt, wohl aber immer in 3 Vol. Wasserstoff und 1 Vol. Stickstoff zerlegt werden. Wollte man versuchshalber andere Verhältnisse anwenden, z. B. ein Gemisch von gleichen Raumtheilen Wasserstoff und Sauerstoff anzünden, so würde die überschüssig zugesetzte Hälfte des Sauerstoffs unverbunden übrig bleiben, während die andere Hälfte mit dem ganzen Wasserstoff zu Wasser zusammengetreten ist.

5. Selten ist man in der Lage, die chemischen Verbindungen nach ihrer räumlichen Zusammensetzung im gasförmigen Zustande verfolgen zu können, weil dazu meist Temperaturen gehören, welche nicht mehr darstellbar sind oder die Existenz der chemischen Verbindungen (Nr. 28) und der Apparate in Frage stellen. In diesen —

weitaus meisten — Fällen muß die Gewichtsbestimmung für die Maßbestimmung eintreten. Die Einheit des Gewichts ist eine willkürliche, jetzt aber allgemein anerkannte. Sorgfältige Untersuchungen haben nämlich ergeben, daß bei 0 ° C. und 760 mm Barometerstand das Gewicht von

1 l Wasserstoff	=	0,0896	g,
1 l Chlor	=	3,1808	g,
1 l Sauerstoff	=	1,4336	g,
1 l Stickstoff	=	1,1544	g.

Setzt man nun das Gewicht eines Liters Wasser = 1, so erhält man für die übrigen Grundstoffe einfache Vielfache desselben, nämlich:

Chlor = 35,5, Sauerstoff = 16 und Stickstoff = 14.

Diese Zahlen sind eigentlich das pecifische Gewicht der erwähnten Elemente in gasförmigem Zustande in Bezug auf Wasserstoff als Einheit; man nennt sie Volumgewichte. Läßt man also für die Volumina die Volumgewichte eintreten, so besteht:

Chlorwasserstoff aus 1 Gew.-Th. Wasserstoff und 35,5 Gew.-Th. Chlor,
Wasser aus 2 Gew.-Th. Wasserstoff und 16 Gew.-Th. Sauerstoff,
Ammoniak aus 3 Gew.-Th. Wasserstoff und 14 Gew.-Th. Stickstoff.

6. Hiernach sucht man durch diese Zahlen vorwiegend die Gewichtsverhältnisse auszudrücken, nach denen die Elemente zu Verbindungen zusammentreten oder sich als Bestandtheile von Verbindungen vorfinden. Man pflegt dann auch wohl von den Raumverhältnissen abzusehen, welche meist nicht ermittelt werden können, zuweilen sogar störende Ausnahmen ergeben, und diese Verhältnißzahlen als **Verbindungsgewichte** (Verb.-Gew. oder V.-G.) zu bezeichnen. Lediglich durch die Wage ist z. B. eine vierte — die obenerwähnte Reihe vervollständigende — Wasserstoffverbindung, das Sumpfgas, so bestimmt, daß 4 Raumtheile und damit auch 4 Gewichtstheile Wasserstoff sich mit 12 Gewichtstheilen Kohlenstoff vereinigt haben. — Als Beispiel einer störenden Ausnahme mag Phosphorwasserstoff (Nr. 66) erwähnt werden. Diese Verbindung entspricht ihrer Zusammensetzung nach dem Ammoniak, nur ist mit 3 Vol. Wasserstoff nicht 1 sondern nur $^1/_2$ Vol. Phosphor verbunden. Darnach muß das Verbindungsgewicht des Phosphors halb so groß sein als sein Volumgewicht. Solcher Ausnahmen sind nur wenige bis jetzt festgestellt; dem Phosphor analog verhält sich Arsen, umgekehrt Quecksilber und Kadmium. Vergleichende Zusammenstellung:

	Verb.-Gew.	Vol.-Gew.
Phosphor	31	62
Arsen	75	150
Quecksilber	200	100
Kadmium	112	56

7. Daß das Gewicht und damit die Masse eines Körpers dasselbe bleibt, wenn auch sein Volum — durch Druck und Wärme — sich ändert, ist bekannt. Erhitzt man Wasser, so geht es in Dampf über, wobei es einen 1700 mal so großen Raum einnimmt; 1 kg Wasser = 1 cdcm giebt 1700 cdcm Wasserdampf, welche auch nur 1 kg wiegen. Man darf das Wasser noch weit über seinen Siedepunkt erhitzen und erhält durch Herstellung der ursprünglichen Wärme immer wieder flüssiges Wasser von demselben Gewicht und mit unveränderten sonstigen Eigenschaften. Wird beim Erhitzen aber eine gewisse Grenze überschritten, welche noch unter dem Schmelzpunkte des Silbers, 1000 ° C., liegt, so verwandelt sich das Wasser in zwei neue Körper: Wasserstoff und Sauerstoff, s. III. 4, welche nach der Abkühlung getrennt als Gase neben einander bestehen.

Man sucht die Volumveränderungen der Körper nicht durch Veränderung seiner Substanz, sondern durch Annahme von Zwischenräumen zwischen seinen Theilchen zu erklären. Durch das Erhitzen des Wassers sind diese Zwischenräume vermehrt worden; es ist die Grenze erreicht worden, an der die Wassertheilchen so klein sind, daß sie zwar noch für sich bestehen und bei Abkühlung wieder flüssiges Wasser geben können, daß sie aber keiner weiteren Zerlegung in Theilchen desselben Körpers (Wasser) fähig sind, sondern bei fortgesetzter Theilung in ganz andere Körper zerfallen. Diese Theilchen heißen Massentheilchen oder **Moleküle**, die Theile, in welche sie wiederum zerlegt werden können, **Atome**. Das Molekül des Wassers besteht also aus Atomen von Wasserstoff und Sauerstoff.

Hieraus pflegt man folgende Erklärungen abzuleiten:

Ein **Element** ist ein Körper, dessen Moleküle aus gleichartigen Atomen bestehen.

Eine **chemische Verbindung** hat ihre Moleküle aus ungleichartigen Atomen zusammengesetzt.

In einem **mechanischen Gemenge (Gemisch)**, vgl. S. 48, befinden sich verschiedenartige Moleküle neben einander.

8. Nach dem Vorhergehenden kann man die chemische Verbindung dadurch aufgebaut denken, daß Atome verschiedener Körper zu neuen Molekülen zusammentreten. Jedes Atom bringt hierzu als unveränderliche Eigenschaft sein Gewicht mit; man setzt daher das Gewichtsverhältniß dieser kleinsten chemischen Theilchen, das **Atomgewicht** gleichbedeutend mit dem Gewichtsverhältniß meßbarer Mengen, mit dem Verbindungsgewicht. Daneben gebraucht man das **Molekulargewicht** (Mol.-Gew.) als die Summe der Atomgewichte der Bestandtheile eines Moleküls.

Von zwei gasförmigen Körpern, welche unter gleichen Verhält-

nissen gleiche Raumtheile einnehmen, nimmt man eine gleiche Anzahl von Molekülen an; also eine bestimmte Anzahl von Molekülen einer Verbindung in Gasform nimmt nicht mehr Raum ein als eine gleiche Anzahl von Molekülen des Wasserstoffs, wenn beide gleichem Druck und gleicher Erwärmung ausgesetzt sind. Da nun jedes Molekül Wasserstoff gleich 2 Atomen gerechnet werden muß, so findet man das Gewichtsverhältniß gasförmiger Verbindungen zu Wasserstoff (d. i. Dampfdichte), wenn man das Molekulargewicht derselben mit 2 dividirt; also Molekulargewicht des Wassers = 18, Dampfdichte = 9.

Vergleicht man damit, daß die atmosphärische Luft ziemlich genau 14,4 mal so viel wiegt wie Wasserstoff, so ist das specifische Gewicht des Wasserdampfs im Verhältniß zur atmosphärischen Luft = 9 : 14,4 = 0,625. Bis auf 2 Stellen wird diese Bestimmung genau. Uebe diese Rechnung nach den Nr. 43, 46, 49, 51, 60, 66, 71 u. a.

9. Durch Vergleichung anderer Elemente mit den erwähnten fünf: Wasserstoff, Chlor, Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoff schafft man eine wesentliche Gruppirung in die Formen der chemischen Verbindungen. Es giebt zunächst Verbindungen, welche nach dem Muster (Typus) Chlorwasserstoff zusammengesetzt sind, aber statt 1 Vol. Chlor 1 Vol. Brom oder Jod enthalten; das sind Bromwasserstoff (1 Vol. Wasserstoff + 1 Vol. Brom) und Jodwasserstoff (1 Vol. Wasserstoff + 1 Vol. Jod). Läßt man auf diese freies Chlor einwirken, so tritt für jedes Vol. Brom oder Jod ein gleiches Vol. Chlor ein: **Substitution**. Auch der Wasserstoff läßt sich durch diese drei Elemente zu gleichen Raumtheilen ersetzen. So kennt man — entsprechend der Verbindung Wasser — Sauerstoffchlorid (2 Vol. Chlor + 1 Vol. Sauerstoff); Ammoniak läßt sich durch directe Substitution des Wasserstoffs durch Chlor in Stickstoffchlorid (3 Chlor + 1 Stickstoff) überführen, und Chlorkohlenstoff (4 Vol. Chlor + 1 Verb.-Gew. Kohlenstoff) entspricht genau der Zusammensetzung des Sumpfgases. Hieraus folgert man natürlich, daß es eine ganze Reihe von Körpern geben muß, welche den Wasserstoff und sich unter einander zu gleichen Raumtheilen ersetzen können. — Die weitere Forschung entdeckt ferner Verbindungen, welche der Form Wasser, Ammoniak und Sumpfgas so entsprechen, daß für Sauerstoff, Stickstoff (oder Kohlenstoff) andere Körper mit gleichen Raumtheilen eingetreten sind. Im Schwefelwasserstoff z. B. (2 Vol. Wasserstoff + 1 Vol. Sauerstoff) spielt der Schwefel dieselbe Rolle, wie Sauerstoff in Wasser, kann von diesem auch sehr leicht ausgeschieden und ersetzt werden, vgl. Nr. 62, Schluß. Endlich als Vertreter des Stickstoffs lassen sich Phosphor und Arsen (vgl. aber III, 5), als Vertreter des Kohlenstoffs Silicium aufstellen.

10. Aus den erwähnten Thatsachen folgert man — und die

Untersuchung bestätigt dies —, daß diejenigen Körper, welche den Wasserstoff zu gleichen Atomen vertreten, sich mit demselben auch, wenn sie sich verbinden, unter normalen Verhältnissen immer zu je 1 Atom verbinden, daß ferner diejenigen Körper, welche den Sauerstoff zu je 1 Atom ersetzen, auch wie Sauerstoff im Stande sind, mit jedem Atom 2 Atome Wasserstoff oder dessen Vertreter mit sich chemisch zu vereinigen, daß endlich die für Stickstoff und Kohlenstoff zu gleichen Atomen eintretenden Körper, ebenso wie jene, 3 resp. 4 Atome des Wasserstoffs oder seiner Vertreter chemisch binden können. Diese Eigenschaft, den Wasserstoff oder seine Vertreter mit je 1 Atom zu 1 oder mehreren Atomen chemisch binden zu können, nennt man **Werthigkeit, Valenz** oder Atomigkeit. Hiernach bildet man Gruppen der einwerthigen (einatomigen), zweiwerthigen u. s. w. Elemente.

A. Metalloide.

I	II	III	IV
H	O	N	C
Cl	S	P	Si
Br	Se	B	
J	Te		
Fl			

B. Metalle.

I	II			III	IV	V	VI
K	Ba	**Fe**	Pb	**Al**	Sn	Nb	Mo
Na	Sr	**Mn**	Cu	Bi	Pt	Ta	
Li	Ca	**Co**	**Hg**	Sb	Ir		
Cs	Mg	**Ni**	Pd	As	Os		
Rb	Be	Zn	Rh	Cr	Th		
Tl	E	Cd		V	Zr		
Ag	Y	U		**Au**	Ti		
[Hg]	Ce	In		[Co]	W		
[Au]	Di	[Al]		[Ni]			
	La			[Fe]			
				[Mn]			

Angedeutet wird die Werthigkeit durch beigesetzte römische Zahlen, z. B. Br^{I}, P^{III}, Pt^{IV}, ꝛc. Einige Metalle erscheinen mit wechselnder Werthigkeit, was in dem obigen Schema angedeutet ist, z. B. $\mathbf{Fe}^{II}$, hauptsächlich zweiwerthig und [Fe^{III}], auch dreiwerthig.

IV.

Chemische Schrift.

1. Sowohl der Kürze als der Uebersichtlichkeit wegen drückt man die Grundstoffe sowie die aus ihnen bestehenden Verbindungen durch Zeichen aus, wie sie unter I in der ersten Colonne den betr. Namen der Grundstoffe beigefügt sind. Diese Zeichen sind aus den Anfangsbuchstaben der lateinischen Benennungen der Grundstoffe gebildet, denen in Fällen, wo Verwechslungen entstehen könnten, noch ein zweiter unterscheidender Buchstab hinzugefügt wird. So bezeichnet man z. B. Schwefel (Sulphur) durch S, Antimon (Stibium) durch Sb, Strontium durch Sr, Phosphor durch P, Blei (Plumbum) durch Pb, Kohle (Carbonium) durch C, Chlor (Chlorum) durch Cl, das Metall des Kalkes (Calcium) durch Ca u. s. w.

2. Die Buchstaben (Zeichen oder Symbole) sollen dem Chemiker nicht bloß das Bild des Stoffes mit allen seinen Eigenschaften vor Augen führen, sondern auch sein Verbindungsgewicht (Atomgewicht) und bei Gasen zugleich das Volum. Das Zeichen H bedeutet also 1 Vol. Wasserstoff mit dem Verb.-Gew. 1, O bedeutet 1 Vol. Sauerstoff = 16 u. s. w. Ausnahme: P = $^1/_2$ Vol. Phosphor = 31. III. 6.

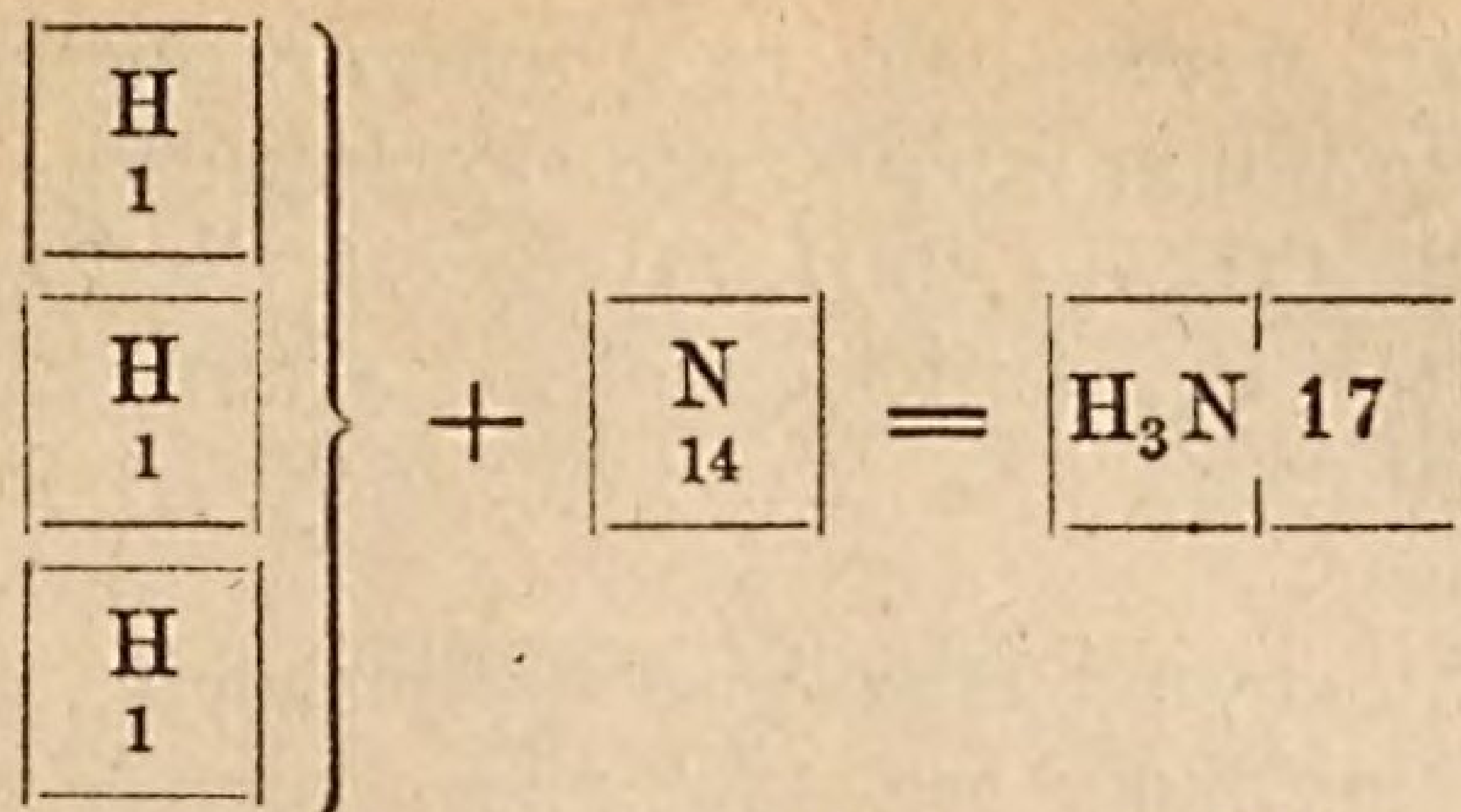
3. Die chemischen Verbindungen bezeichnet man einfach durch Zusammenstellung der Zeichen, wobei die Vielfachen des Volums eines Elements durch Anhängung einer Ziffer am Fuße des Symbols angegeben werden. Wollen wir die Volum-Zusammensetzung der in III. 4 angegebenen Verbindungen Chlorwasserstoff, Wasser und Ammoniak durch eigene Zeichen andeuten, indem wir die Symbole in gleiche Quadrate einschließen, so müssen wir schreiben:

$$\boxed{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ 1\end{matrix}} + \boxed{\begin{matrix}\mathrm{Cl}\\ 35{,}5\end{matrix}} = \boxed{\mathrm{HCl}\ \vert\ 36{,}5}$$

1 Vol. + 1 Vol. = 2 Vol.

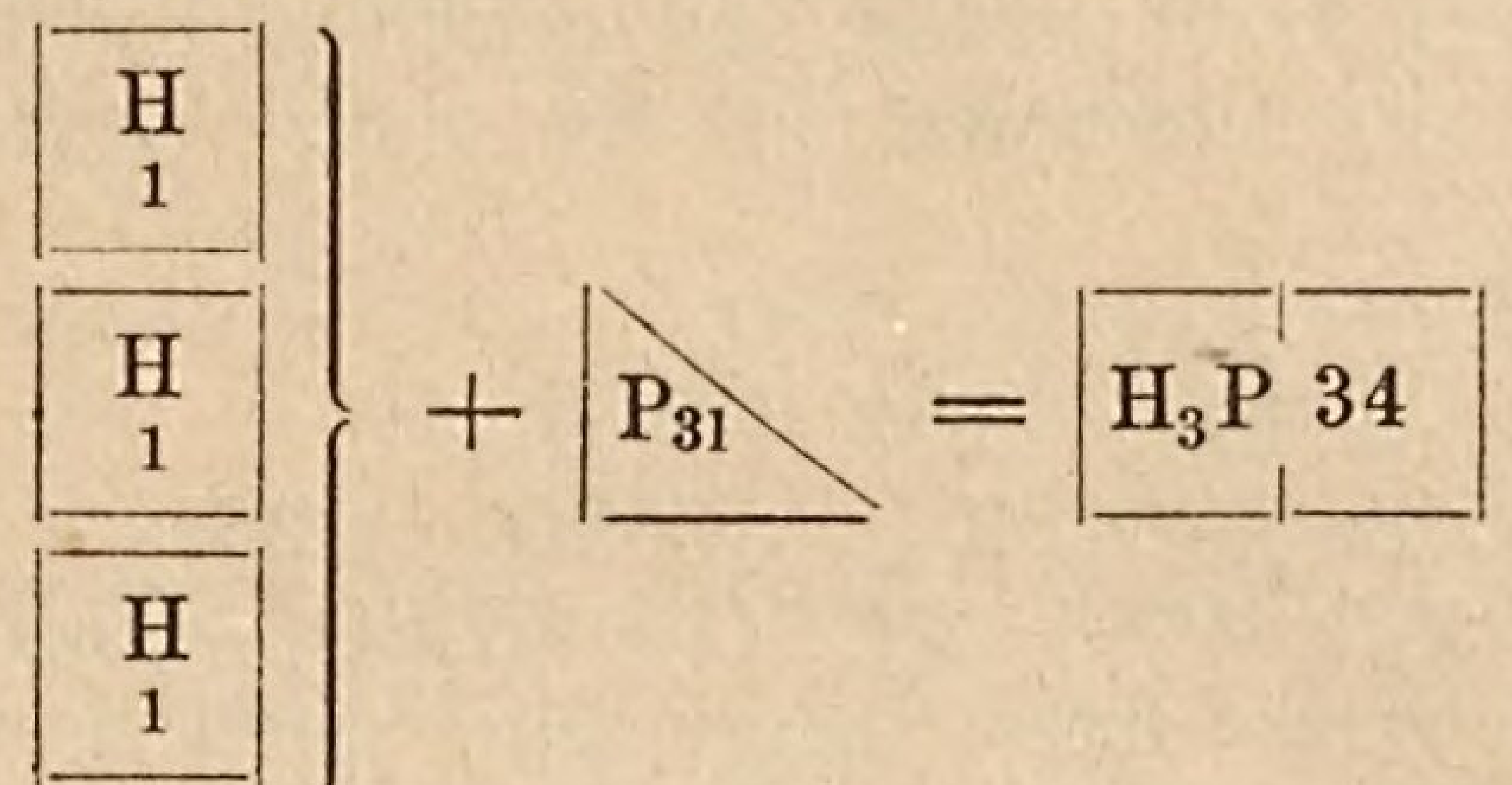
$$\left.\begin{matrix}\boxed{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ 1\end{matrix}}\\ \boxed{\begin{matrix}\mathrm{H}\\ 1\end{matrix}}\end{matrix}\right\} + \boxed{\begin{matrix}\mathrm{O}\\ 16\end{matrix}} = \boxed{\mathrm{H_2O}\ \vert\ 18}$$

2 Vol. + 1 Vol. = 2 Vol.



3 Vol. + 1 Vol. = 2 Vol.

Ausnahme s. o. III. 6.



4. Da man nun recht selten in der Lage ist, das Volumgewicht der Elemente im gasförmigen Zustande bestimmen zu können, so wird die obige umständliche Schreibweise mit Andeutung der Gas-Volumina unsicher und illusorisch; man beschränkt sich daher auf die einfache Zusammenstellung der Symbole und hat dabei nur das im Auge, daß jedes Symbol das Atomgewicht (Verbindungsgewicht), jedes Molekül aber die Summe der Atomgewichte seiner Bestandtheile angiebt und in gasförmigem Zustande einem Doppelvolum (2 Atomen) entsprechen muß (III, 8).

Die Reihenfolge der Zeichen erfährt in verschiedenen Büchern allerdings einige Abweichungen. Zu Anfang stellt man aber gewöhnlich das Metall und den Wasserstoff, der durch Metall ersetzt werden kann, an den Schluß Sauerstoff, Schwefel in Sulphiden, Chlor u. s. w. Darnach schreibt man obige Formeln:

$$H + Cl = HCl,$$
$$2\,H + O = H_2O,$$
$$3\,H + N = H_3N;$$

dazu als vierte charakteristische Wasserstoff-Verbindung oder Typus:

$$4\,H + C = CH_4.$$

Die in III, 9 angedeuteten chemischen Verbindungen schreibt man hiernach: HBr; HI; OCl_2; NCl_3; CCl_4; H_2S; H_3P; SiH_4.

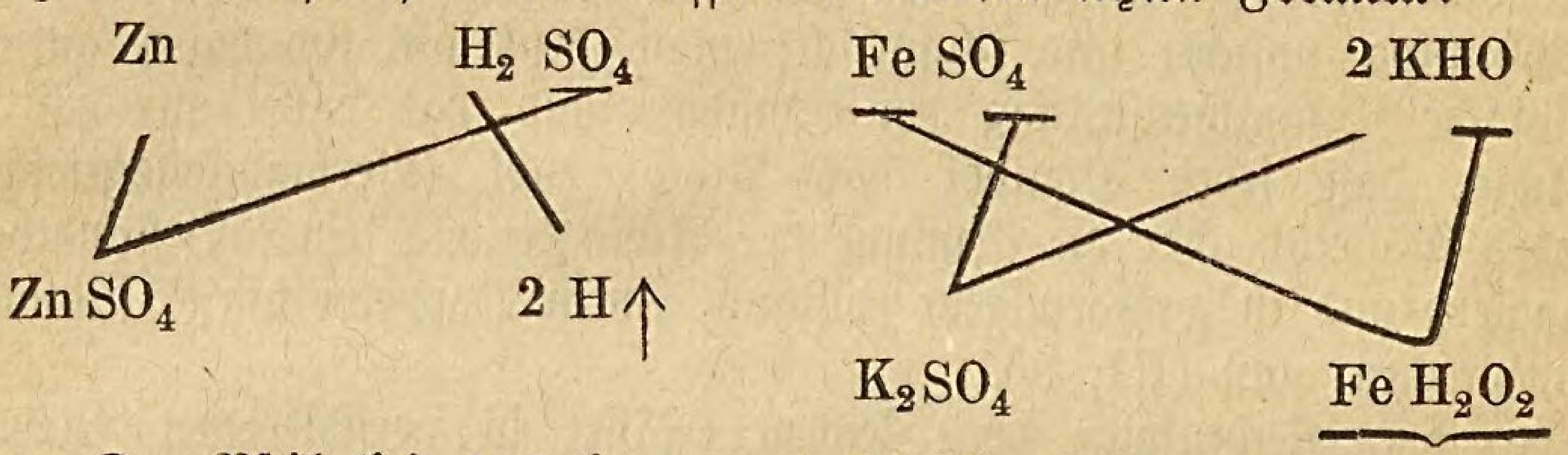
5. Zahlen von gewöhnlicher Größe, welche den Formeln vorangestellt werden, gelten bis zum nächsten Pluszeichen oder Komma; — sollen sie weitergehende Gültigkeit haben, so wird die ganze Partie,

welche multiplicirt werden soll, in Klammern eingeschlossen; dasselbe gilt auch von den kleinen tieferstehenden Zahlenzeichen. Bsp. Nr. 137: Bleiweiß ist $2\ Pb\ CO_3 + Pb\ H_2\ O_2$ oder $2\ Pb\ CO_3,\ Pb\ H_2\ O_2$. — Nr. 98: $(NH_4)_2\ CO_3$, Hirschhornsalz. — Nr. 120: $Fe_2\ 3\ SO_4$, schwefelsaures Eisenoxyd. — Nr. 125: $4\ K\ Cy,\ FeCy_2 + 3\ H_2O$, Kaliumeisencyanür. —

6. Veränderungen in chemischen Verbindungen, welche durch Ausscheidung oder Aufnahme von Elementen, durch Substitution, durch Austausch der Bestandtheile mehrerer Verbindungen erzeugt werden — kurz alle chemischen Vorgänge werden durch Gleichungen ausgedrückt, in welchen die gegebenen Verbindungen auf der einen (linken), die veränderten auf der andern (rechten) Seite stehen. Beisp. aus

Nr. 26: $Fe + O = FeO$,
Nr. 29: $KClO_3 = KCl + 3\ O$,
Nr. 33: $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2\ H$,
Nr. 37: $Fe\ SO_4 + 2\ KHO = K_2SO_4 = Fe\ H_2O_2$, u.

7. Eine etwas andere Schreibweise, welche die veränderten Verbindungen unter die gegebenen setzt und die Bewegung der Elemente bei dem chemischen Vorgange durch Striche andeutet, erleichtert die chemische Anschauung wesentlich; die Uebung derselben ist für den Anfänger unentbehrlich. Als Beispiel die beiden letzten Formeln:



Der Pfeil bei 2 H bedeutet, daß dieser Körper gasförmig weggeht; der Strich unter FeH_2O_2 soll anzeigen, daß diese Verbindung als Niederschlag ausgeschieden wird. Nr. 128 und 142.

8. Sollte es Jemandem mühsam erscheinen, solche chemischen Formeln zu handhaben, so ist das eben nur ein Schein. Die chemische Schrift ist für Lehrer und Schüler unerläßlich, wenn klare Vorstellungen über die chemischen Körper und Processe entstehen sollen. — Obgleich man erst später den großen Vortheil, den diese Bezeichnungsweise gewährt, ganz einsehen wird, so kann man sich doch leicht davon überzeugen, daß der Ausdruck $MgSO_4 + 7\ H_2O$ einen ganz anderen Aufschluß über das Wesen dieses Körpers giebt, als der chemische Name schwefelsaure Magnesia (Magnesiumsulfat) oder gar der vulgäre Name Bittersalz.

V.

Eintheilung chemischer Verbindungen.

1. Die chemischen Verbindungen theilte man früher in unorganische, welche dem Mineralreiche entstammen, und in organische, deren Ursprung in dem Pflanzen- oder Thierleben zu suchen sein sollte. Letztere vermag man jedoch zum Theil auch künstlich darzustellen und bezeichnet diese besser als Kohlenstoffverbindungen. Die Abstammung einer chemischen Verbindung gilt jetzt nicht mehr als Eintheilungsgrund, obgleich hiernach noch die größeren Abtheilungen der Bücher gemacht werden.

2. Natürliche Gruppen ergeben sich aus der Form der Verbindung (vgl. III, 9 und IV, 4), besonders aus der Substitution des Wasserstoffs in den einfachsten Verbindungen desselben durch ein Metall oder eine Atomgruppe, welche der Verbindung dann besondere charakteristische Eigenthümlichkeiten ertheilen und daher das Radical (Wurzel) genannt werden. Wie die einfachen Metalle können auch die zusammengesetzten Radicale aus einer Verbindung in eine andere unzersetzt übergehen (vgl. Aetherbildung Nr. 167). Die Werthigkeit des zusammengesetzten Radicals muß man aus den Verbindungen desselben erkennen. Häufig vorkommende Radicale sind: Cyan, $Cy = CN^{I}$; Ammon, $Am = NH_4{}^{I}$; CO^{II}; $SO_2{}^{II}$; $C_3H_5{}^{III}$ (Nr. 176) u. s. w.

3. Wenn ein Metall oder ein entsprechendes zusammengesetztes (elektropositives) Radical in der Verbindung H_2O die Hälfte des Wasserstoffs ersetzt, so entsteht ein Hydroxyd, eine Verbindung, deren Lösung alkalische Reaction zeigt, eine Base oder Basis; z. B. Nr. 86: $K + H_2O = KHO + H$. Man kann sich diese Verbindung auch durch Zusammentreten des Metalloxyds der Basis mit Wasser entstanden denken und bezeichnet die Verbindung dann als Hydroxyd oder Oxydhydrat, das H_2O der Verbindung aber als Hydratwasser (Nr. 36). Bsp.: $CaO + H_2O = CaH_2O_2$.

4. Die Säuren sind gleichfalls Wasserstoffverbindungen entweder nach dem Muster HCl (s. III, 9) oder nach der Form H_2O, in welcher letzteren höchstens die Hälfte des Wasserstoffs durch ein Säureradical (elektronegativ) vertreten wird. Die Formel H_2O ist dann (wie auch bei den Basen) häufig zwei- und dreifach zu denken. Bsp.: $HNO_3 = H(NO_2{}^{I})O$; $H_2SO_4 = H_2(SO_2{}^{II})O_2$; $H_3PO_4 = H_3(PO^{III})O_3$ u. s. w. Auch durch Zusammentreten eines Säureanhydrids (ohne Wasser) mit ein oder mehreren H_2O kann man eine Säure entstanden denken, z. B.: $N_2O_5 + H_2O = 2\,HNO_3$; $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$; $P_2O_5 + 3\,H_2O = 2\,H_3PO_4$ u. s. w. Einzelne

Säureanhydride, welche meist nur als solche beobachtet werden, pflegt man auch noch wohl (wenn auch ungenau) Säuren zu nennen, wie CO_2 Kohlensäure und SO_2 schweflige Säure.

Wenn (vgl. III. 9) für den Sauerstoff der Basen und Säuren Schwefel eingetreten ist, so hat man Sulfobasen und Sulfosäuren.

5. Salze entstehen aus Basen und Säuren, wenn die disponible Hälfte ihres Wasserstoffs ganz oder zum Theil durch ein entgegengesetztes Radical ersetzt wird. Bsp.: $K + HCl = KCl + H$; $HCl + KHO = KCl + H_2O$; $H_2SO_4 + 2\,KNO_3 = K_2SO_4 + 2\,HNO_3$. Häufig findet hierbei ein Austausch von Metall und Wasserstoff aus Base und Säure statt.

a) In sauren Salzen ist der Wasserstoff einer Säure nur zum Theil durch ein basisches Radical substituirt; die Lösung dieser Salze schmeckt und reagirt meist sauer. Bsp.: $KHSO_4$ in Nr. 82 und KHC_2O_4 in Nr. 79.

b) Normale oder neutrale Salze haben den radicalen Wasserstoff zur Hälfte durch ein Säureradical, zur Hälfte durch ein basisches ersetzt; ihre Lösungen haben gewöhnlich keine Reaction auf Pflanzenfarben. Bsp.: K_2SO_4, $CaCl_2$ u. a.

c) Basische Salze entstehen durch unvollständige Substitution des Wasserstoffs einer Base durch ein Säureradical; ihre Lösungen reagiren gewöhnlich alkalisch. Bsp. in Nr. 139: $CaCO_3$, CaH_2O_2. —

d) Doppelsalze entstehen durch Zusammentreten einfacher Salze, vgl. Alaune Nr. 115. —

Abkürzungen

in den Angaben der Requisit:

B. = Becherglas oder Trinkglas, **Ftr.** = Filtrum, **Glr.** = Glasröhre, **Kfl.** = Kochflasche, **L.** = Spritlampe, **Mdgl.** = Medicinglas, **Pbgl.** = Probirglas (Reagensglas), **Pbp.** = Probirpapier, **Pfr.** = Korkpfropfen, **Rhalter** = Retortenhalter, **St.** = Glasstab, **Tr.** = Trichter, **Tss.** = Untertasse (Abdampfschale), **W.** = Wasser, **Wg.** = Wage und Gewichte, **Zf.** = Dreifuß, nebst einigen selbstverständlichen anderen.

Vorbereitendes.

Man sehe vor Allem den Anhang durch.

1. Filtriren.

Requisite: Mdgl., Brunnenw., Erde, Tr., St., Löschpap., Scheere, Glasscheibe.

Man fülle ein Medicinglas etwa halb voll Brunnenwasser*), thue etwa einen Theelöffel voll Mehl, Thon oder Erde hinein und schüttele es. Stellt man das Glas hin, so werden die schwersten Theile bald zu Boden fallen, das Wasser wird aber noch lange trübe bleiben, weil leichte, feste Körper darin schwimmen. Es kommt sehr häufig in der Chemie vor, daß man solche schwimmende (suspendirte) Körperchen durch Filtration von der Flüssigkeit abscheiden muß.

Man setze auf ein anderes Glas einen Glastrichter**) und nehme ein Stück Löschpapier, am besten ungeleimtes Druckpapier, reichlich so groß als die Mündung des Trichters, lege es zur Hälfte, dann quer zum Viertel zusammen, runde die offene Seite mit Hülfe einer Scheere ab, biege den offenen Rand an einer Seite so auseinander, daß auf einer Seite drei Blätter, auf der andern eins ist, und stecke diese Tute, das Filtrum, in den Trichter. Es muß, wo es auf genaue Arbeit ankommt, den Trichterrand nicht überragen. Bei Mischungen, die sich schwer filtriren lassen, lege man vorher einige

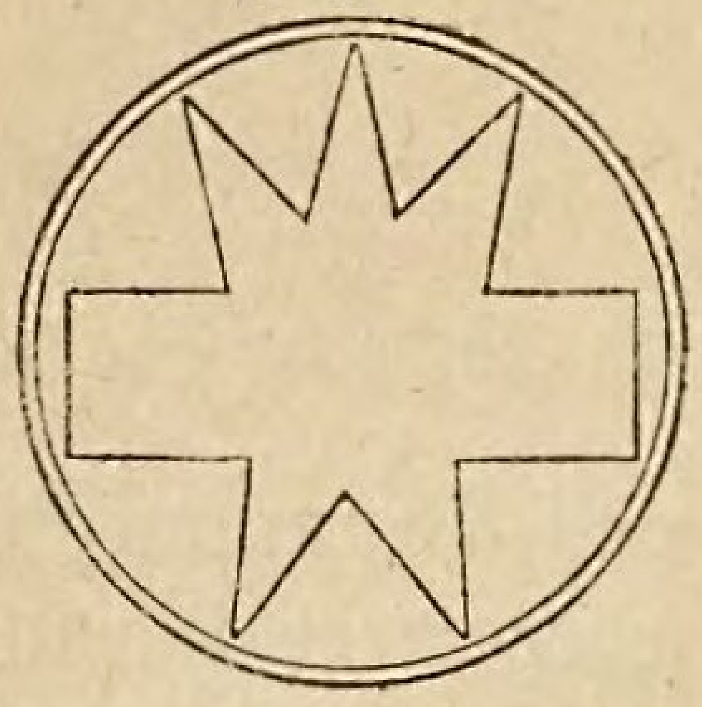
---

*) Vor Beginn dieser Arbeiten sammle man sich einen nicht zu kleinen Vorrath Regen- oder Schneewasser, da das Brunnenwasser, wie sich später zeigen wird, andere Körper aufgelöst enthält, und Regenwasser zur Noth das destillirte Wasser ersetzen kann. Wo Wasser ohne Beisatz gefordert wird, ist darunter Regenwasser verstanden. — Eben so verschaffe man sich eine Anzahl größerer und kleinerer Medicingläser; unter den größeren sind diejenigen besonders zu schätzen, die eine weite Oeffnung haben, so daß zwei Glasröhren durch den Kork gehen können. Ueber die etwa nöthige Reinigung der Gläser sehe man Nr. 6 u. 78.

**) Metalltrichter kann man bei chemischen Versuchen nicht gebrauchen, weil sie von vielen chemischen Stoffen angegriffen werden. Man suche sich beim Ankauf von Glastrichtern solche aus, deren Oeffnung einen Winkel von 60° bildet, da nur in diesem Falle das Filtrum fest anliegt.

Strohhalme in den Trichter längs der Trichterwand hinunter oder macht ein Faltenfilter. Man verfährt zur Herstellung desselben wie oben, indem man das Papier erst zur Hälfte, dann quer zum Viertel zusammenlegt, dann aber jedes Viertel noch einmal nach innen faltet und endlich die Achtel einzeln in entgegengesetzter Richtung knifft. Das ganze zu Sechzehnteln zusammengelegte Filter wird an der offenen Seite mit einem Schnitt gerade gemacht, die durch den Schnitt zusammenklebenden Ränder durch Ueberfahren mit dem Daumen gelöst und die Faltung durch einen kurzen kräftigen Luftstrom geöffnet. Geordnet wird die Tute endlich, indem man sie mit beiden Händen

Fig. 1.



so faßt, daß die eine zwei, die andere drei Falten hält und dazwischen die beiden Sechzehntel, welche von ausspringenden Kanten begrenzt sind, frei bleiben. Versenkt man so die Tute in den Trichter, so berühren nur die zwischen den ausspringenden Kanten liegenden Sechzehntel die Trichterwand ganz, im übrigen nur die einzelnen ausspringenden Kanten. Die beigegebene Figur giebt ein Schema der Ansicht von oben. Man gieße dann die trübe Flüssigkeit, an einem mit derselben angefeuchteten Glasstabe entlang, nach und nach in das vorher angefeuchtete Filtrum. Die durchlaufende Flüssigkeit, das Filtrat, wird klar, deshalb aber nicht reines Wasser sein, aber was mit durchfließt, wird im Wasser gelöst sein. — Will man wissen, ob feste Körper in der Flüssigkeit gelöst sind, so lasse man einen Tropfen davon auf eine reine Glasscheibe fallen und trocknen: der feste Körper wird am Glase sitzen bleiben und sichtbar sein.

Muß man, wie das mitunter nöthig ist, heiß filtriren, so erwärmt man den Glastrichter vorher allmählich, damit er nicht springe.

2. Decantiren.

St., Biergl., Brunnenw., Kleesalz.

Man fülle in ein Bierglas voll Brunnenwasser eine Messerspitze voll Kleesalz und rühre um, bis das Salz aufgelöst ist. Mit dem einen Bestandtheil des Salzes (der Kleesäure) wird der im Brunnenwasser fast immer gelöst vorhandene Kalk sich zu einem festen, weißen Körper verbinden, der seiner Feinheit wegen eine Zeitlang in dem Wasser schwimmt, aber doch nach einigen Stunden sich zu Boden setzt. Ist das Wasser wieder ganz klar geworden, so gieße man so viel ab, als möglich ist, ohne vom Bodensatz etwas zu verlieren, lasse den

Rest wieder sich klären und wiederhole das Abgießen, bis nur wenig leicht zu verflüchtigendes Wasser in dem niedergeschlagenen kleesauren Kalk zurückbleibt. Diese Arbeit, die mit der Kaffeekanne alle Tage ausgeführt wird, heißt Decantation; sie ist nur dann einigermaßen bequem auszuführen, wenn die schwimmenden Körper ein entschieden größeres specifisches Gewicht haben, als die Flüssigkeit.

3. Abdampfen.

Tasse, W., Spritlampe.

Man bringe den kleinen Rest aus voriger Nummer in eine Untertasse, spüle nöthigenfalls mit möglichst wenig Wasser das Glas nach und gieße das auch in die Untertasse; hat es ziemlich viel Flüssigkeit gegeben, so decantire man nach einiger Zeit und erwärme den Rest auf dem warmen Ofen oder über der schwach brennenden Spritlampe, bis das Wasser ohne zu sieden durch Verdunstung sich entfernt hat und der kleesaure Kalk als trockener Körper zurückbleibt. Man wendet dies Abdampfen an, wenn man eine zu verflüchtigende Flüssigkeit von darin enthaltenen weniger oder gar nicht flüchtigen Körpern abscheiden will. Man nimmt dazu flache, offene Gefäße, Untertassen, am liebsten die käuflichen Abdampfschalen, vermeidet aber besonders bei organischen Körpern eine zu große Hitze, namentlich das spritzende Kochen und gar Braunwerden. Oft ist der Körper, welcher zurückbleiben soll, nur etwas weniger flüchtig; in solchen Fällen wendet man oft ein Wasserbad, Sandbad, s. Nr. 21, an, läßt an der Luft ohne erhöhte Temperatur verdunsten, wendet Trockenmittel an u. s. w.

Beim Filtriren und Decantiren behält man bloß die festen Körper zurück, die gelösten fließen mit der Flüssigkeit ab; beim Abdampfen behält man fast immer auch die gelösten festen Stoffe zurück, s. Nr. 1.

4. Auflösen.

Kfl., W., Salpeter, Tr., Ftr., 2 Mdgl., L., Kalk, Tss.

Man schütte in eine etwa halb mit Wasser gefüllte Kochflasche etwas gepulverten Salpeter und schwenke die Flasche, füge Salpeter hinzu, bis er sich nicht mehr lösen will. Ist die Flüssigkeit nicht vollkommen klar, so muß entweder das Wasser oder der Salpeter verunreinigt gewesen sein; in solchem Falle filtrire man (nach 1). Jede Auflösung muß klar sein.

Man schütte noch eben so viel Salpeter hinzu, er löst sich nicht auf. Flüssigkeiten lösen nur eine bestimmte Menge eines festen Körpers auf; wenn diese Menge gelöst ist, dann sind sie gesättigt.

Man erwärme die Lösung, etwa über der Spritlampe*). Nun löst sich auch der Salpeter auf, der am Boden liegt. Warmes Wasser löst Salpeter in größerer Menge auf, als kaltes. Man sättige die Lösung, gieße sie heiß in eine Untertasse und stelle sie bis zu Nr. 8 ruhig und staubfrei hin.

In ein Medicinglas voll Wasser fülle man einen Theelöffel voll frisch gelöschten oder auch nur frisch gebrannten Kalk, schüttele eine Zeitlang und später noch wieder. Der meiste Kalk wird zu Boden fallen und das darüber stehende Wasser klar werden; dennoch enthält es Kalk gelöst; Prüfung s. Nr. 1 u. 2. Kaltes Wasser löst den 3. Theil seines Gewichts Salpeter, aber nur den 800. Theil seines Gewichts Kalk (Aetzkalk). Man gieße das Klare in ein anderes Glas, pfropfe es zu und versehe es für den künftigen Gebrauch mit der Aufschrift „Kalkwasser"**).

5. Fortsetzung.

Kfl., W., Kupfervitriol, Mdgl., L., Tss.

Man fülle die Kochflasche wieder etwa halb voll Wasser und füge etwas blauen Vitriol (Kupfervitriol, er muß schön blau, nicht grünlich aussehen, ein weißlicher Ueberzug ist unschädlich) hinzu, bis sich nichts mehr lösen will, d. h. bis die Lösung gesättigt ist. Sie ist klar, oder wird es, wenn man einen oder einige Tropfen Schwefelsäure hinzusetzt, aber nicht wasserhell, sondern schön himmel=

---

*) Die gläsernen Spritlampen (s. Fig. 6) mit übergreifendem, eingeschliffenem Glasstöpsel sind in jeder Glashandlung zu haben. Sie bedürfen eines messingenen darin hängenden Dochthalters. Zum Docht nimmt man etwa ein Stück Barchent, welches so breit als die Hülse lang ist, und rollt es bis zu der Dicke auf, daß es sich in der Hülse leicht auf= und niederschieben läßt. Vermittelst einer Pincette oder einer großen Nadel kann man dann durch Hebung oder Senkung des Dochts die Flamme dem jedesmaligen Zweck anpassen.

Die Kochflaschen, s. Fig. 14, sind, wie die Probirgläser, wegen ihres dünnen Bodens vor dem Zerspringen, auch wenn die Flamme daran schlägt, ziemlich sicher. Die Flamme erhitzt die Kochflasche am stärksten, wenn diese ungefähr bis zum dritten Theil der Flamme in dieselbe hineinreicht (bis an die Spitze des dunkeln Kerns in der Flamme), so daß $^2/_3$ der Flamme frei bleiben. Hat man noch keinen Retortenhalter (s. Nr. 20), so legt man einen starken Fidibus um den Hals der Kochflasche und hält sie daran.

**) Jeder Stoff muß mit Aufschrift versehen werden; s. Anhang, sub 4. — Frisch gebrannten und frisch gelöschten Kalk wird man oft brauchen müssen. Steht solcher nicht jederzeit zu Gebote, so nehme man die erste Gelegenheit wahr, sich von ersterem eine gute Portion in Stücke zu zerschlagen und wohl zu verschließen (Glashafen mit Glasstöpsel).

blau. Manche Lösungen sind farbig, aber alle müssen klar sein.

Falls nicht schon ein kleiner Ueberschuß von Kupfervitriol am Boden liegt, füge man denselben hinzu und erwärme die Flasche. Nun löst sich mehr Vitriol auf; kaltes Wasser löst den 4. Theil, kochendes 3/4 seines Gewichts davon auf. Von den meisten in Wasser löslichen Substanzen löst sich eine größere Menge in warmem, als in kaltem Wasser.

Man gieße die heiß gesättigte Lösung in eine Untertasse und am andern Tage das, was sich nicht ausgeschieden hat, in ein Gläschen und versehe es mit einer Aufschrift.

6. Fortsetzung.

Kfl., Kochsalz, W., L., Pbgl., Kolophonium, Sprit (Benzin, Zeug oder Papier mit Fettfleck, Löschpap., Reiblappen), gummi sandarac, dicker Terpentin.

Eben so wie vorher löse man in der Kochflasche*) Kochsalz auf, bis die Lösung sicher gesättigt ist und sorge dafür, daß noch etwas ungelöstes Salz auf dem Boden liegt. Man beobachte möglichst genau, wie viel dies etwa sei, und erwärme darauf die Flasche. Man wird sehen, daß sich dennoch vom überschüssigen Kochsalz fast nichts auflöst. 100 Th. Wasser lösen bei 15° C. 36 Th., bei 100° C. 40 Th. Kochsalz; andere Salze sind in der Wärme sogar weniger löslich, als bei geringerer Temperatur, s. Nr. 88 und 101. Nicht alle Salze sind in größerer Menge in warmem Wasser löslich, als in kaltem.

Man lege ein kleines Stück Schellack oder Geigenharz (Kolophonium) in ein Probirgläschen und übergieße es mit Wasser, es wird sich weder in der Kälte noch in der Wärme lösen. Man nehme aber ein wenig Weingeist oder Sprit statt Wasser, und die Auflösung wird erfolgen, durch Beihülfe der Wärme schneller. Fast alle Harze lösen sich in Weingeist, weshalb man oft Weingeist zur Reinigung von Gläsern anwenden muß. Wer oft in diesen Fall kommt, hat meistens ein eigenes Glas mit Weingeist, zur Reinigung bestimmt und mit Aufschrift versehen, ein anderes solches Glas mit Salzsäure, die auch viele feste Körper löst, besonders metallische; auch starke Basen, z. B. Ammoniak, Kalilauge, s. Nr. 80,

*) Sollte sich von den bisherigen Lösungen in der Kochflasche Etwas angesetzt haben, was sich nicht mit Wasser ausspülen lassen will, so nehme man bei wenig Wasser einige Tropfen Salzsäure zu Hülfe und erwärme nöthigenfalls. Auch kann man mechanisch anhaftende Körper aus Flaschen durch Schütteln mit feuchtem Löschpapier (nicht Sand, weil derselbe ritzt) entfernen.

kann man oft dazu anwenden. Kautschuk erweicht sich und schwillt auf in Aether oder in Terpentinöl, löst sich langsam in Benzin*), besser noch in Schwefelkohlenstoff, besonders wenn dieser mit Schwefelchlorür gemischt ist. — Das Auflösungsmittel ist also für verschiedene Stoffe verschieden.

Um gleich zu Anfang eine Auflösung zu machen, die man oft mit Nutzen anwenden kann, löse man in einem Medicinglase 20 g gummi sandarac in 120 g Weingeist, indem man es einige Tage warm hinstellt (digerirt) und öfters umschüttelt. Darauf füge man noch 10 g dicken Terpentin hinzu, und schüttele wieder von Zeit zu Zeit. Die Auflösung ist anfangs trübe, wird aber nach einigen Tagen, besonders bei darauf fallendem Sonnenlicht, klar. Man decantire nun das Klare in ein anderes Glas und hat damit einen Lack zum Ueberziehen von Vorlegeblättern, Pappsachen, Leder u. dgl. Soll damit überzogenes Papier seine Weiße behalten, so muß man, da der Lack sonst in die Poren eindringt, dasselbe erst 2—3 mal mit einer Lösung von gummi arabicum in Wasser mittelst eines Pinsels überstreichen, bis es glänzend und dann recht trocken wird. Beim ersten Ueberzug mit dem Lack verliert es dann wieder seinen Glanz, bekommt ihn aber nach mehrmaligem Ueberstreichen wieder. Das Ueberstreichen muß rasch geschehen, sonst löst man den früheren Ueberzug wieder auf. Müssen die Gegenstände etwas Biegen vertragen können, so mache man die Grundlage nicht mit gummi arab., sondern mit Hausenblase, die man durch Kochen in Wasser löst.

7. Zwei Arten der Auflösungen.

2 Mdgl., W., Schwefels., Hammerschlag, Tr., Ftr., Salpeterlös. od. Kupfervitriollös., 2 Tss., L., Zf.

Man gieße in ein Medicinglas ungefähr 2—3 Finger breit hoch Wasser und füge einen halben Finger breit Vitriolöl (Schwefelsäure) und einen kleinen Eßlöffel voll Hammerschlag aus der Schmiede (den man erst waschen muß) hinzu, schüttle es dann von Zeit zu Zeit vorsichtig um. Die Farbe wird schmutzig grün. Nach $^1/_2$ bis

*) Auch Fette und Oele werden durch diese letzteren gelöst, besonders wird jetzt das Benzin (eine dem Petroleum ähnliche, sehr flüchtige Flüssigkeit) häufig angewendet, um Fettflecke aus Kleiderstoffen oder Papier zu entfernen. Man nehme Löschpapier oder Zeug zur Unterlage, lege darauf den Fettfleck, gieße einige Tropfen darauf und bedecke die Stelle mit Löschpapier und der warmen Hand, so wird das gelöste Fett mit dem Benzin größtentheils in die Unterlage hinabgeführt. Bei derben Stoffen kann man durch einiges Reiben mit einem Lappen nachhelfen. Aehnlich wirkt auch Aether, doch bleibt auf Papier immer ein dunkler Rand.

¾ Stunde filtrire man die Flüssigkeit ab, das Filtrat ist dann klar, aber grünlich. Der Hammerschlag oder ein Theil desselben ist darin aufgelöst.

Diese Art der Auflösung ist verschieden von der vorigen. Beweis:

Man gieße von einer der vorigen Auflösungen ein wenig in eine Untertasse und verdampfe die Flüssigkeit. Der früher gelöste Körper wird wieder zurückbleiben.

Man thue eben so mit dieser letzten Auflösung. Es bleibt kein Hammerschlag (Eisen mit Sauerstoff) zurück, sondern statt dessen eine grünliche Substanz. Die Schwefelsäure hat sich mit dem Hammerschlag zu einem neuen Körper chemisch verbunden, der schwefelsaures Eisenoxydul, auch Eisenvitriol oder grüner Vitriol heißt und anfangs im Wasser gelöst war. Die Lösungen von Salpeter, Kalk, Kupfervitriol, Kochsalz waren einfache, diese heißt eine chemische Auflösung, so auch die durch Salzsäure; erstere werden jedoch besser bloß Lösungen genannt. Die Veränderung einer Substanz ist eine **chemische**, wenn sie darin besteht, daß die Substanz **ihre Bestandtheile ändert**, Bestandtheile verliert oder neue Bestandtheile bekommt.

8. Krystallisiren.

Salpeterlösung, Kupfervitriollösung, 2 Tss., Glasscheiben.

Man gieße von der Salpeterlösung aus Nr. 4 die Flüssigkeit behutsam ab, dann findet man, daß sich der in der Wärme gelöste Salpeter wieder ausgeschieden hat. Man gieße auch die Lösung von Kupfervitriol aus Nr. 5 in eine andere Tasse, lasse über der Spritlampe oder auf dem heißen Herd oder Ofen einen Theil der Flüssigkeit verdunsten und lasse sie möglichst langsam kalt werden, oder stelle sie zum allmählichen Verdunsten hin. Es wird sich dann wieder ein Theil des Salzes ausscheiden, von dem man die Flüssigkeit abgießt. Betrachtet man nun die ausgeschiedenen Salze, so wird man wahrnehmen, daß sie bestimmte Formen angenommen haben. Dieser bestimmten Form wegen, die sich auch in der innern Structur kund giebt, nennt man die Körperchen Krystalle, den Vorgang Krystallisation. Man bewahre Beides noch weiter auf. — Will man sich mit sehr kleinen Krystallen begnügen, so gieße man ein wenig von den Lösungen auf eine Glasscheibe oder Uhrglas und lasse sie allmählich trocknen.

Je größer die Masse der Flüssigkeit ist, aus welcher der Körper herauskrystallisirt, und je langsamer und ungestörter der Vorgang stattfindet, desto größer und schöner werden die Krystalle. Diese Bedingungen finden aber meistens nur in Fabriken statt. Ein Versuch

mit einer kochend gesättigten Alaunlösung wird ziemlich gute Resultate liefern. Die Krystalle von grobem Kochsalz, Zucker ꝛc. sind Jedem bekannt.

Die meisten Salze kann man durch mehrmaliges Auflösen und Krystallisiren reinigen, weil die fremdartigen Stoffe weniger Neigung haben, mit in die Krystalle einzugehen und mit der zuletzt zurückbleibenden Flüssigkeit (Mutterlauge) weggeschafft werden können. Umkrystallisiren, s. Nr. 47.

9. Fällung (Präcipitation).

2 Pbgl., Kalkw., Pottasche, Tr., St., Ftr., W.

Man gieße ein Probirglas halb voll Kalkwasser, s. Nr. 4, in ein anderes thue man eine Messerspitze voll Pottasche (kohlensaures Kali) und gieße es bis zum vierten oder dritten Theile voll Wasser. Die Pottasche wird sich schnell lösen, ist die Lösung nicht klar, so filtrire man. Man setze nun die Pottaschenlösung tropfenweise zu dem Kalkwasser, wodurch eine Trübung entsteht, indem der Kalk sich mit der Kohlensäure der Pottasche verbindet und als kohlensaurer Kalk ausscheidet. Stellt man das Gläschen ruhig hin, so bemerkt man bald, daß die Flüssigkeit oben klar zu werden beginnt, und nach einiger Zeit ist aller Kalk zu Boden gefallen. Der Vorgang heißt Fällung; das, wodurch die Fällung hervorgebracht wird (hier die Pottasche), heißt das Fällungsmittel, und der feste Körper, welcher sich dadurch absondert (hier der kohlensaure Kalk), heißt der Niederschlag oder das Präcipitat. Ist letzterer nicht schwer genug, um sich zu Boden zu senken, oder will man die dazu nöthige Zeit nicht hergeben, so wird er durch Filtration abgesondert. Ist die Ausscheidung sehr gering, so daß der Niederschlag höchst unbedeutend ist, die Flüssigkeit aber an Durchsichtigkeit verliert, so nennt man die entstehende Aenderung eine Trübung.

Bei der Fällung entsteht der Uebergang des gelösten Körpers in feste Form meistens plötzlich, bei der Krystallisation allmählich.

10. Probirpapier.

Lackmus, W., Kfl., L., St., Schwefels., 3 Gläser, Teller, zerschnittenes Papier, Wg., eine Georgine, Curcuma.

Man übergieße 10 g Lackmus mit etwa 60 g Wasser und lasse es einige Tage stehen, oder erwärme die Mischung unter Umschütteln, bis die Flüssigkeit dunkelblau wird. Die erdigen Theile, mit denen der Lackmus verunreinigt ist, werden sich zu Bo=

den setzen; dann decantire man die klare Auflösung ab und vertheile sie in zwei Gläser. Man tauche darauf einen Glasstab in Schwefelsäure und bringe so einen Tropfen in das eine Glas, damit diese Flüssigkeit eben einen röthlichen Schein annehme, aber nicht mehr. (Hat man geleimtes Papier, das gewöhnlich wegen seines Alaungehaltes etwas röthlich wird, so unterlasse man die Röthung durch Säure lieber ganz.) Darauf gieße man beide Theile zusammen, die Flüssigkeit muß jetzt wieder blau sein. Man gieße nun die Hälfte davon in einen Teller, zerschneide zwei bis drei Bogen weißes Briefpapier (besser gutes dünnes Filtrirpapier) in fingerbreite Streifen 10—15 cm lang, tauche die Hälfte dieser Papierstreifen in die Flüssigkeit ein oder mehrere Male, bis sie eine deutlich blaue Farbe angenommen haben, und hänge sie zum Trocknen auf. Man hat nun blaues Lackmuspapier.

Darauf gieße man die andere Hälfte der Flüssigkeit in den Teller und bringe wie oben so lange Schwefelsäure hinzu, bis die Flüssigkeit eben deutlich roth ist, aber auch nicht mehr. Man zieht nun die übrigen Papierstreifen durch diese Flüssigkeit, sie müssen nach dem Trocknen noch deutlich roth sein. Wäre das nicht der Fall, so müßte man sie nochmals durch Wasser ziehen, worin einige Tropfen Schwefelsäure enthalten wären. Man hat nun rothes Lackmuspapier. Man nennt so zubereitetes Papier Probirpapier und bewahrt es zum künftigen Gebrauche auf. Statt der Schwefelsäure hätte man auch eine andre, z. B. Essig, Citronensäure ꝛc., nehmen können.

Ist es gerade Sommer, so kann man sich auch eine andre Art Probirpapier machen. Man nehme Blumenblätter von dunkeln Rosen, Päonien oder Georginen, übergieße sie in der Kochflasche mit etwas Weingeist, erwärme und ziehe Papierstreifen durch die Flüssigkeit. Das Papier muß dann eine blauviolette, nicht zu dunkle Farbe annehmen — Georginenpapier. Dies letztere muß man beim Aufbewahren dem Sonnenlichte entziehen, z. B. in ein Buch legen, damit es nicht bleicht. Man bewahre etwas von dem Flüssigen für Nr. 11 auf.

Auch Curcumapapier wendet man als Probirpapier an. Will man sich das auch bereiten, so übergieße man einen Gewichtstheil zerstoßene Curcumawurzel mit sechs Gewichtstheilen Sprit, stelle es einige Zeit warm hin und tränke feines Papier mit der filtrirten Flüssigkeit. Es muß schön gelb aussehen; freie Alkalien färben es braun, dagegen thut die Borsäure das auch.

Diese Papiere nennt man auch Reagenspapiere, s. Nr. 14.

11. Säure und Basis.

Pbp., Essig, Schwefelsäure, Kalkw., St., Teller, einige andere Säuren und Basen, auch indifferente Stoffe.

Man bringe auf ein rothes Lackmuspapier einen Tropfen Essig — es bleibt roth. Man bringe auch auf das blaue Lackmuspapier einen Tropfen Essig — die Stelle wird roth. So ist es auch aus voriger Nr. bekannt, daß die blaue Lackmusfarbe durch Säuren roth wird.

Man bringe einen Tropfen Kalkwasser, Nr. 4, auf rothes Lackmuspapier — die Stelle wird blau; das blaue Lackmuspapier wird, wenn es völlig blau ist, durch Kalkwasser nicht verändert. Kalkwasser färbt also rothes Lackmuspapier blau.

Stoffe, welche blaues Lackmuspapier roth färben, sind **Säuren**, oder es ist die Säure wenigstens in ihnen vorherrschend.

Stoffe, welche rothes Lackmuspapier blau färben, sind **Basen**, oder es ist eine Basis wenigstens in ihnen vorherrschend.

Man mache diese Versuche auch mit Georginenpapier. Säuren färben Georginenpapier roth, Basen färben es grün. Man gieße den Rest der Georginentinctur aus Nr. 10 auf einen Teller und bringe mit dem Glasstabe einen Tropfen Schwefelsäure hinzu, sie wird schön roth; dann Ammoniak, sie wird grün 2c.

Man untersuche mit dem Probirpapier den Saft von Früchten, Sauerampfer, Wein, Rauch vom Tabak (auf nasses Papier), Lauge von Buchenasche, Ammoniak u. s. w. — Lösliche Stoffe, die auf die Farbe des Lackmuspapiers keinen Einfluß üben, also weder Säuren noch Basen sind, nennt man **indifferente Stoffe**, z. B. Wasser, Weingeist u. s. w.

Säuren, welche löslich sind, haben einen sauren Geschmack, z. B. Essig, die Säuren in Aepfeln, Kirschen 2c. Selbst Schwefelsäure kann man bei außerordentlich großer Verdünnung (2—3 Tropfen in ein Bierglas voll Wasser) ohne Gefahr schmecken. Basen, welche löslich sind, haben einen laugenhaften Geschmack, durchaus nicht sauer, eher bitter. Man schmecke z. B. Wasser, wozu man etwas Soda oder Kalkwasser gegossen hat. Erst im Verlaufe der chemischen Versuche wird eine Ergänzung der Begriffe von Säure und Basis möglich sein. Allgemeines V ist nachzulesen.

12. Neutralisiren. Salze.

B., 2 Pbgl., Tss., Kalkw., St., Pbp., L., Zf., Mdgl., Lackmus, Glasscheibe.

Man gieße ein Probirglas halb voll Kalkwasser; der darin aufgelöste Kalk, CaO, Calcium und Sauerstoff, Calciumoxyd oder

schlechtweg Aetzkalk mit Wasser verbunden, $Ca\ H_2\ O_2$, Kalkhydrat, schlechtweg Aetzkalk, s. Allg. V, ist (nach Vorigem) eine Basis und färbt rothes Lackmuspapier blau.

Man bringe mit einem Glasstabe einen Tropfen Salpetersäure, HNO_3, s. Allg. V, hinzu. Da sie eine Säure ist, so wird sie das blaue Lackmuspapier röthen.

Da nun Basis und Säure die entgegengesetzte Wirkung auf Probirpapier haben, so muß es schon im Voraus als wahrscheinlich gelten, daß man sie in solchem Verhältniß mischen könne, daß die eine Wirkung die andere aufhebt, welches auch in der That der Fall ist. Mit dem Glasstabe bringe man einen Tropfen der Flüssigkeit auf rothes Probirpapier und untersuche, ob dasselbe noch blau wird, und füge nach Umständen Säure oder Basis hinzu, bis beide Arten Probirpapier nicht mehr verändert werden. Hat man das erreicht, so ist der im Wasser aufgelöste Körper neutral, keins von beiden, weder Säure noch Basis, man hat beide neutralisirt, und sie haben sich gegenseitig zu einem neuen Körper verbunden. Dampft man nun die Flüssigkeit ab, oder läßt auch nur einige Tropfen davon auf einer Glasscheibe trocknen, so hat man eine Verbindung von Säure und Basis, welche dadurch entsteht, daß die Säure 2H gegen das zweiwerthige Metall Ca der Basis austauscht. Man schreibt den Vorgang: $2HNO_3 + CaH_2O_2 = CaN_2O_6 + 2H_2O$. Aus Nr. 4 kann man wissen, daß die Menge gering sein wird.

Durch gegenseitige Neutralisation von Säure und Basis, d. h. durch Vertreten des in der Säure enthaltenen Wasserstoffs durch ein Metall, entstehen **Salze.** Der salpetersaure Kalk gehört also zu den Salzen.

Man kann sich die Neutralisation noch anschaulicher machen, indem man in dem Kalkwasser etwas Lackmus auflöst. Je nachdem man nun zu viel Säure oder Basis hinzuthut, wird die Flüssigkeit roth oder blau erscheinen. Neutral wird sie sein, wenn die Farbe violett ist. Beim Abdampfen würde nun aber nicht bloß salpetersaurer Kalk nachbleiben, sondern auch Lackmus. — Hat man nach dem Genuß von Heidelbeeren (Bickbeeren) wegen der alkalischen Reaction der Mundflüssigkeit blaue Zähne, so reibe man sie mit Johannisbeeren oder Essig; Erfolg wie beim Lackmus.

Anm. Bitte sehr, daß der Schüler hier gleich anfange, die chemischen Zeichen (Formeln) vorne in „Allgemeines“ I. treu nachzuschlagen und sich dieselben anzueignen. Ohne sie wird der Unterricht keinen Erfolg haben.

13. Fortsetzung.

W., Tss., St., Schwefels., Pbp., Soda.

Man gieße etwas Wasser in eine Untertasse und thue etwa 1/4 so viel Schwefelsäure hinzu. Man prüfe die Flüssigkeit, sie muß blaues Probirpapier roth färben.

Man nehme ein Stück Soda und schmecke eine Kleinigkeit davon, sie schmeckt basisch. Man lege ein Stück feuchtes Probirpapier darauf, das rothe wird blau (das Georginenpapier grün). Soda muß also entweder eine Basis oder doch in ihr die Basis vorherrschend sein. Letzteres ist der Fall. In der Soda ist der Wasserstoff der Kohlensäure ($CO_2 + H_2O = H_2CO_3$) durch Na vertreten. Die Kohlensäure ist aber so schwach, daß sie nicht im Stande ist, die basischen Wirkungen des Na ganz aufzuheben.

Man lege ein Stück Soda Na_2CO_3 in die verdünnte Schwefelsäure (H_2SO_4) und Wasser (H_2O) hinein. Es entsteht ein Brausen, denn die schwache Kohlensäure giebt an die stärkere Schwefelsäure das Metall ab, und das Anhydrid, CO_2, entweicht gasförmig. Für jeden entweichenden Theil CO_2 — 44 Gew.-Th., — werden 2H der Schwefelsäure, H_2SO_4, — 98 Gew.-Th. — durch 2Na ersetzt, und so wird Soda, Na_2CO_3, nach und nach in schwefelsaures Natron, Na_2SO_4, umgebildet. So lange noch nicht alle Schwefelsäure dazu verbraucht worden ist, wird der Ueberschuß das blaue Papier roth färben; ein Ueberschuß von Soda würde das rothe Papier blau färben. Wenn beides nicht mehr geschieht, so ist gerade alle Schwefelsäure neutralisirt, während die Kohlensäure, CO_2, entflogen ist.

Das Metall Na ist also aus einer Salzverbindung in eine andere übergegangen, und so ist statt des einen Salzes ein anderes gebildet worden. S. V.

Es wäre nicht rathsam gewesen, die zu diesem Versuch gebrauchte Schwefelsäure in den Mund zu nehmen, oder gar zu verschlucken; der Ausgang hätte tödtlich werden können. Jetzt aber, da sie eine Basis gefunden, hat sie ihre so sehr scharfen Wirkungen verloren, man kann die nun neutralisirte Lösung nicht allein ohne Gefahr schmecken, man könnte auch ohne wesentlichen Schaden davon trinken. Man würde dabei weder etwas von Säure noch von Basis, statt dessen aber einen bekannten salzigen Geschmack wahrnehmen, die Lösung enthält nämlich nichts anderes, als was man im gewöhnlichen Leben Glaubersalz nennt, s. Nr. 88, das man durch Abdampfung als festen Körper gewinnen kann. Es gehört zum Wesen der **Säuren** und **Basen**, daß sie durch Austausch von Wasserstoff und Metall neue Körper, nämlich

Salze bilden, in denen Säuren und Basis ihre heftigen Eigenschaften gegenseitig mehr oder weniger abgestumpft haben.

14. Reagentien.

Salpetersaures Silberoxyd, W., Pbgl., Biergl., Brunnenw. (Kochsalz, Chlorbarium), Kleesalz.

Man löse salpetersaures Silberoxyd*), $AgNO_3$, von der Größe eines Stecknadelkopfes in einem Probirglase in ein wenig Regenwasser auf, die Lösung muß klar sein. Man gieße sie in ein Bierglas voll klaren Brunnenwassers, welches man mit wenig Tropfen reiner Salpetersäure angesäuert hat, und beobachte, ob sich eine weiße Trübung zeigt, die bei ein wenig Schütteln käsig-flockig erscheint. Ist dies der Fall, so ist das Brunnenwasser kochsalzhaltig. Das salpetersaure Silberoxyd wirkt auf das Kochsalz, welches aus NaCl (Chlornatrium) besteht, ein, so daß das in dem salpetersauren Silberoxyd enthaltene Silber, Ag, sich mit dem Chlor, Cl, des Kochsalzes zu einem unlöslichen Körper, AgCl, Chlorsilber, verbindet, der das Wasser trübt, bis er zu Boden gesunken ist. Man sagt daher, salpetersaures Silberoxyd reagirt auf Chlor und in diesem Falle auch auf Kochsalz, ist ein Reagens darauf. Unter **Reagentien** versteht man solche Stoffe, welche das Vorhandensein eines andern Stoffes durch deutlich wahrnehmbare Erscheinungen anzeigen.

Umgekehrt ist auch Kochsalz ein Reagens auf Silber in Lösungen. Ist keine Trübung im Wasser entstanden, so löse man einige Körnchen Kochsalz darin auf; die Trübung wird entstehen und das Kochsalz die Gegenwart des Silbers anzeigen.

Filtrirt man die trübe Lösung, so bleibt AgCl auf dem Filtrum, ist erst weiß, wird am Lichte dunkel. S. Nr. 155.

Ebenso zeigt nach Nr. 2 ein wenig Kleesalz oder Oxalsäure an, ob Kalk im Brunnenwasser enthalten ist, oder ein wenig Chlorbarium nach dem Ansäuern mit einigen Tropfen reiner Salzsäure, s. Nr. 55, ob Schwefelsäure darin enthalten ist, in welchen Fällen oxalsaurer Kalk oder schwefelsaurer Baryt gebildet werden, die beide unlöslich sind und eine weißliche Trübung, nachher einen weißen Niederschlag geben. Diese Stoffe heißen also Reagentien. Auch die Probirpapiere, Nr. 10, gehören dazu.

---

*) Um zu verhüten, daß man die Chemikalien verdirbt oder sich selbst schadet, mache man es sich zur Regel, dieselben nie mit den Fingern anzufassen.

15. Verwandtschaft (Affinität).

Kupfervitriollösung, blankes Eisen, Tss.

In die Lösung von Kupfervitriol, schwefelsaures Kupferoxyd, $Cu\ SO_4$, s. Nr. 5 und 8, tauche man ein blankes Stück Eisen oder gieße einen Tropfen auf eine Messerklinge; nach kurzer Zeit wird die Oberfläche in Kupfer verwandelt sein. Wie ist diese Umwandlung entstanden? Aus dem Abschnitt I (Elemente) II, B, a, sowie aus Abschnitt II (Kurze Charakterisirung 2c.) II, B, a, wird man ersehen, daß das Kupfer, Cu, sich schon den edlen Metallen mehr nähert und daher von dem weniger edlen Eisen, Fe, aus seinen Verbindungen verdrängt wird. In der Lösung war schwefelsaures Kupferoxyd, $Cu\ SO_4$, vorhanden; durch die chemische Einwirkung entsteht statt desselben schwefelsaures Eisenoxydul, $Fe\ SO_4$, wobei Cu metallisch ausgeschieden wird. Das übrigbleibende Kupfer, Cu, setzt sich gerade da ab, wo das Eisen verschwindet, wodurch nun das Eisen in Kupfer verwandelt worden zu sein scheint, was häufig bei Stahlfedern angewendet wird*).

Man lege noch einige Stücke blankes Eisen**) in die Lösung, pfropfe das Glas zu und lasse es einige Tage stehen. Die Farbe der Lösung wird unterdeß aus Blau in Grün übergehen, weil nach und nach alles Kupfer ausgeschieden wird und Eisen dafür in die Verbindung eingeht, so daß man schließlich eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul hat, dessen Farbe nicht blau, sondern grün ist.

Diese (größere oder geringere) Neigung vieler Stoffe, sich mit einander zu neuen Körpern, also chemisch zu verbinden, nennt man die **chemische Verwandtschaft.**

Die vorige Nummer enthält Beispiele von großer chemischer Verwandtschaft. Das erste Beispiel beruht auf der Verwandtschaft zwischen Silber und Chlor, Ag und Cl, aus deren Verbindung Chlorsilber, AgCl, entsteht; das zweite zeigt die Verwandtschaft zwischen Calcium, Ca, und Kleesäure, $H_2\ C_2\ O_4$, woraus kleesaurer oder oxalsaurer Kalk, $Ca\ C_2\ O_4$, entsteht; das dritte zeigt die Verwandtschaft zwischen Barium, Ba, und Schwefelsäure, $H_2\ SO_4$, woraus schwefelsaurer Baryt, $Ba\ SO_4$, entsteht. Als Reagentien sind die Stoffe aber deshalb von Werth, weil diese Verbindungen zugleich in Wasser fast ganz unlöslich sind und sich daher als feste Körper ausscheiden, die

*) Ein ähnliches Verhältniß, wie zwischen Kupfer und Eisen, findet statt zwischen Blei und Zink (s. Tabelle unter I.). Darauf gründet sich die Darstellung des Bleibaums (s. Nr. 138). Kann man die Zeit hergeben, so mache man das Experiment auch hier und versuche die Begründung desselben in Aehnlichkeit mit dem Obigen.

**) Man verschaffe sich hierfür wie auch für Nr. 33 Eisendrehspäne aus einer Werkstätte; sie sind das bequemste Material.

anfangs im Wasser schwimmen und dasselbe trüben, so daß sie wahrnehmbar werden.

16. Fortsetzung.

Salpeterlösung, W., Kochsalz, Glasscheibe, Natronsalpeter, Chlorkalium.

Nicht alle Körper haben Neigung, sich chemisch zu verbinden. Man sättige einen kleinen Theil der Lösung von Salpeter, Nr. 8, mit Kochsalz und gieße davon etwas auf eine Glasplatte (Uhrglas), so wird das Wasser in 1 oder 2 Tagen verdunsten *). Es bleiben längliche und auch würfelförmige Krystalle zurück, erstere sind Salpeter, letztere Kochsalz. Sie haben sich also nicht zu Einem Körper verbunden, sondern bei der Krystallisation wieder geschieden, obgleich sie sich in Einer Lösung befanden. Es fehlte an der Neigung dazu; Salpeter und Kochsalz haben also keine chemische Verwandtschaft zu einander.

Die Auflösung und Krystallisation eines Salzgemenges wird im Gegentheil zur Trennung desselben benutzt, wobei die Verbindung am reinsten erhalten wird, welche sich zuerst ausscheidet.

17. Behandlung der Glasröhren.

Glasröhre, Feile, Spritlampe, Stricknadel u. s. w.

Zu vielen Experimenten kann man der Leitung durch Glasröhren nicht entbehren, die man sich selbst für den jedesmaligen Zweck zurecht biegen muß.

Man kaufe sich in einer Glashandlung einige Glasröhren von der Dicke eines starken Strohhalmes bis zur Dicke einer mäßigen Federpose. Sie werden nach Gewicht verkauft und sind theurer aber haltbarer, wenn sie hinreichende Wandstärke besitzen; jedenfalls müssen sie so viel Glas haben, daß sie beim Erhitzen nicht gleich umknicken und beim Einbringen in den Kork nicht zu leicht brechen. Einige müssen so dünn sein, daß zwei zusammen durch den Pfropfen eines Medicinglases gehen können, s. Fig. 15 und 10. Barometer- und Thermometerröhren sind zu dick von Glas, letztere haben auch zu kleine Oeffnung, können aber als Glasstäbe gebraucht werden, wenn sie beiderseits zugeschmolzen sind.

Das Abbrechen der Glasröhren geschieht so, daß man an der Stelle, wo die Glasröhre brechen soll, mit einer guten dreikantigen

---

*) Enthält das Kochsalz reichlich Chlormagnesium oder Chorcalcium beigemengt, was oft der Fall ist, dann wird es an der Luft feucht, dann wird auch das Verdunsten ohne Nachhülfe durch den warmen Herd oder Ofen kaum gelingen. Reines Kochsalz ist nicht hygroskopisch (s. Nr. 36).

Feile einen Strich querüber zieht, dann das Rohr quer vor sich hält, mit beiden Händen anfaßt, den Feilstrich nach außen, beide Daumen dicht beisammen dem Querstrich gegenüber, und dann ziehend einen Druck ausübt. Nach einiger Uebung bricht die Röhre fast jedesmal glatt ab.

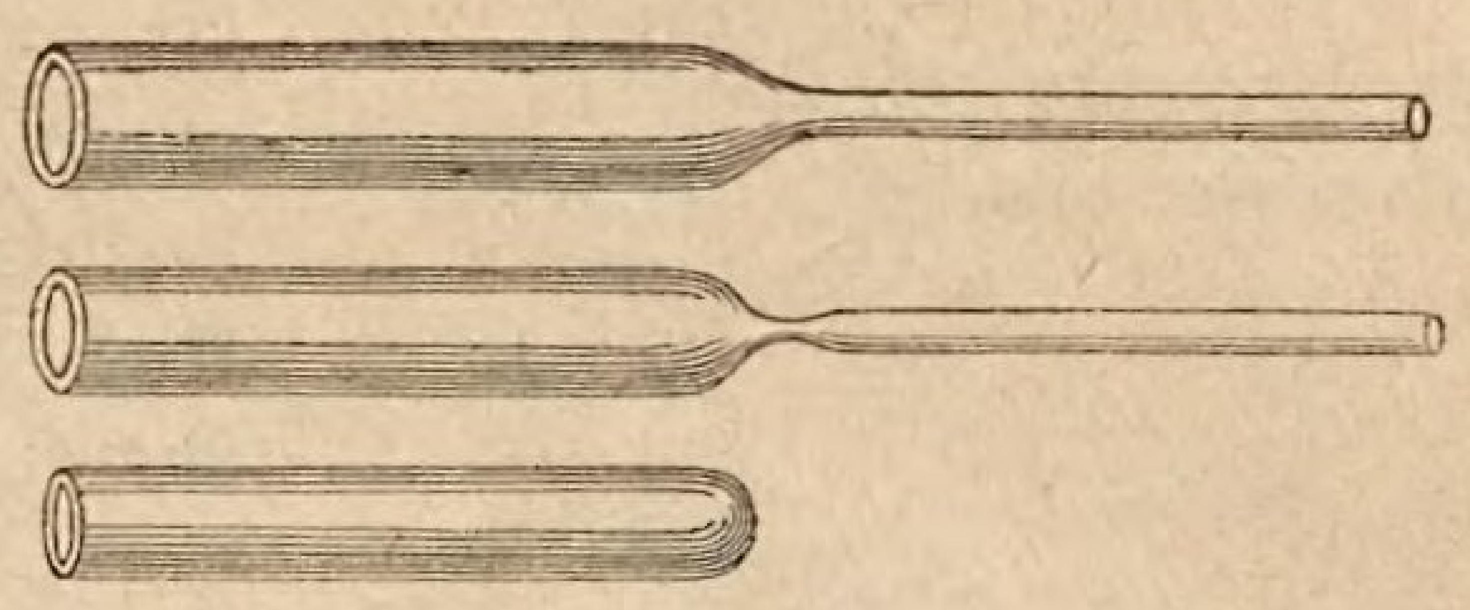
Weite Glasröhren, z. B. von Probirgläsern, Lampenröhren 2c., schneidet man vermittelst der Sprengkohle ab. Man verdickt sich Terpentinöl etwas durch ein wenig darin aufgelöstes Kolophonium, benetzt damit (oder einfach mit der Zunge) die dreikantige Feile, ritzt eine Stelle der Röhre, hält die glühende Sprengkohle auf den Schnitt und bläst so lange, bis die Röhre einen Sprung bekommt. Sicherer noch gelingt der Sprung, wenn man einen dünnen, leicht schmelzbaren Glasstab soweit erwärmt, daß er sich außerhalb der Flamme leicht bis zur Dicke eines Zündholzes ausziehen läßt, dann durchbricht und das dünne Ende an der Spitze erhitzt, bis an demselben ein zäher Tropfen hängt, und diesen auf den kalt gehaltenen Feilstrich mit mäßigem Druck auflegt. Dann setzt man die glühende Sprengkohle auf das Ende des Sprunges, bläst und rückt weiter nach, so wie die Spalte weiter geht, deren Richtung man durch das Halten der Kohle leiten kann, bis man herum ist. Die Sprengkohle wird nur lose ans Glas gehalten, da sie sonst leicht bricht. Auch Medicingläser und nicht zu dicke Flaschen kann man damit abschneiden; man stellt sie auf den Tisch und nimmt für die Sprengkohle eine Unterlage von passender Höhe, dreht dann die Flasche. — Die Sprengkohle bereitet man sich aus 10 g Tragantpulver, das durch Wasser in einen elastischen Schleim verwandelt wird, mit dem man 5 g Benzoepulver, in wenig Alkohol gelöst, zusammenrührt. Dann fügt man so viel feines Holzkohlenpulver (am besten von Lindenholz) hinzu, bis ein dicker, etwas steifer Brei entsteht, den man erst mit der Hand (!) möglichst gut knetet und dann in kleine Stangen von einer Handbreit-Länge und 6—8 mm Dicke ausrollt, wozu man Brettchen mit Kohlenpulver bestreut anwenden kann. Dann gut getrocknet. — Auch kann man Röhren und Gläser durch rasches Sägen mit einem darum gelegten Bindfaden und plötzliches Abkühlen der erhitzten Stelle durch recht kaltes Wasser dahin bringen, daß sie abspringen oder recht leicht brechen. Die Sprengkohle ist auch im Handel.

Das Biegen der Röhren geschieht über der Spritlampe. Unter beständigem Umdrehen der Röhre taucht man die Stelle, wo sie gebogen werden soll, allmählich bis an die Spitze des dunklen Kerns, also ungefähr bis $^1/_3$ der Flamme in dieselbe hinein, dreht die Röhre und versucht mit leisem Druck, ob sie nachgiebt. Sobald dies der Fall ist, biegt man etwas, erhitzt unter Drehen weiter nach der einen Seite hin und biegt allmählich, aber immer außerhalb der Flamme,

bis man seinen Zweck erreicht. Eine Röhre, wodurch man den gasförmigen Körper, welchen man entwickelt hat, anders wohin leitet, heißt das Entwickelungsrohr, s. Fig. 7.

Will man sich aus etwas weitern Röhren mit dünnen Wänden Gläschen zur Aufbewahrung kleiner Gegenstände machen, so zerschneidet man erst die Glasröhren in 7—9 cm lange Stücke, richtet den Docht der Spritlampe so ein, daß die Flamme lebhaft, aber nicht zu breit ist, faßt das Glasstückchen an beiden Enden an, hält es drehend mit der Mitte in die Flamme, läßt es gut weich werden und zieht es außerhalb der Flamme schnell weit aus einander. Dann bricht man das dünne Röhrchen durch, erhitzt das noch warme Röhrchen an der Stelle, wo die Verdünnung beginnt, und zieht unter fortwährendem Drehen die Spitze ab. Das Röhrchen ist jetzt geschlossen und kann an diesem Ende durch stärkeres Erhitzen und mäßiges Blasen vollends abgerundet werden. Nachdem das Gläschen abgekühlt ist, hält man den äußersten Theil der Mündung in die Flamme und wenn sie glühend ist, erweitert man mit einer gleichzeitig heiß gemachten Stricknadel unter Drehen des Glases den Rand, der dadurch zugleich seine Schärfe verliert. Ueberhaupt ist es Regel die abgebrochenen Enden der Röhren und Stäbe durch Erhitzen bis zum beginnenden Schmelzen — weniger gut durch Feilen — der schneidenden Kanten zu berauben. Man darf die Röhren aber nicht zu stark erhitzen, damit sie nicht enger werden.

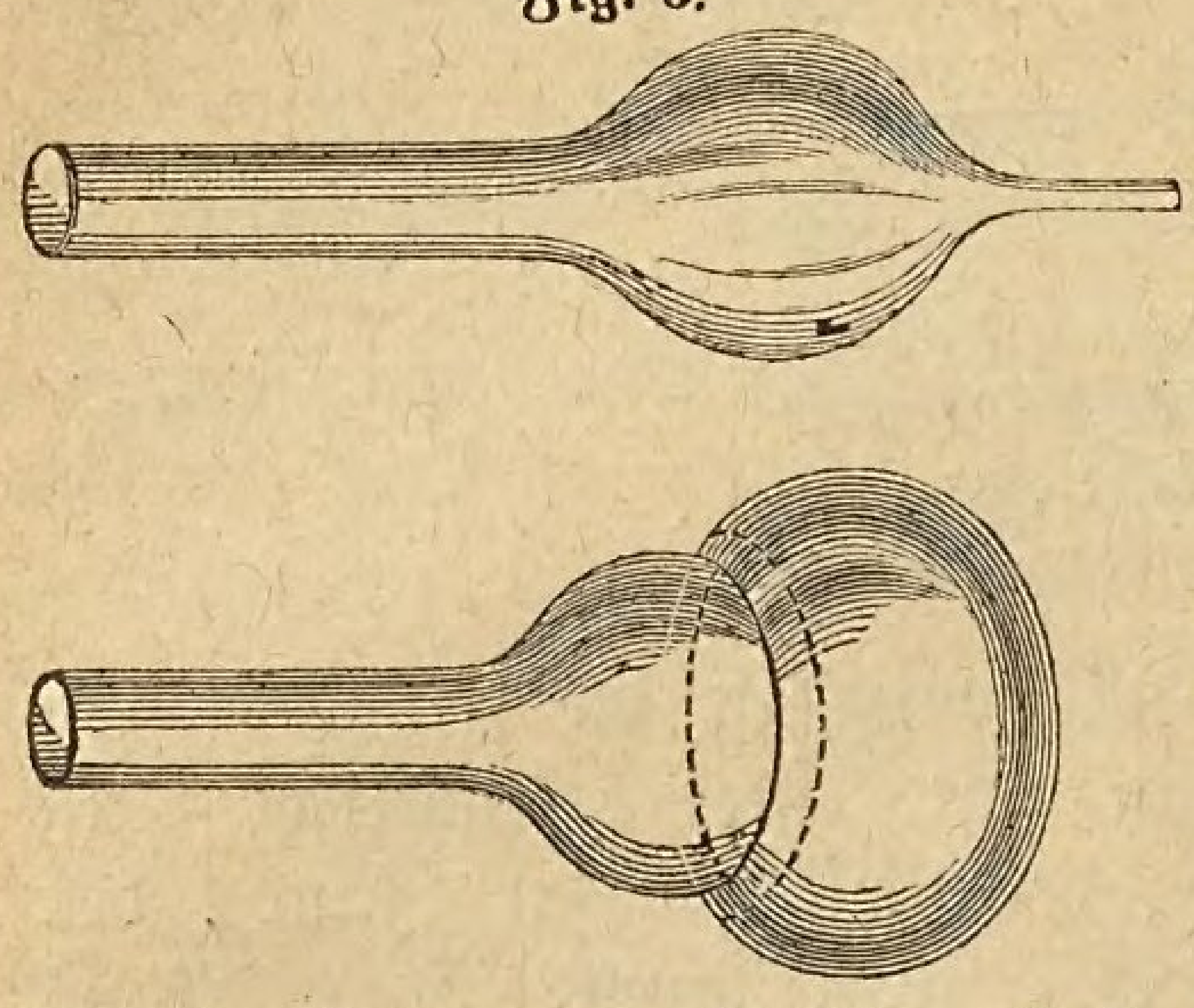
Fig. 2.



Unter Umständen ist es wichtig, wenn man in ein Glas, in welchem ein chemischer Vorgang stattfindet, eine Flüssigkeit hineinbringen kann, ohne den Pfropfen abzunehmen, s. Fig. 10. Man bedient sich dann eines Korkes, den man für zwei Röhren durchbohrt hat, von denen die eine als Trichter dient, dessen langes Ende in die Flüssigkeit hinabreicht. Auch diese Trichter muß man sich gewöhnlich selbst zurecht machen. Wegen der zweimaligen Durchbohrung des Korkes ist man genöthigt, dünne Röhren zu nehmen (reichlich strohhalmdick, nicht zu dünnwandig), deren eines Ende man auf diese Weise, wie am Schlusse des vorhergehenden Absatzes erwähnt ist, zu einem kleinen Trichter erweitert. Bei so dünnen Röhren hat dies für den Anfänger einige Schwierigkeit, er kann sich aber auch begnügen, wenn die Erweiterung einige Tropfen fassen kann. Sind die Röhren starkwandig genug und hinreichend leicht schmelzbar, so kann man einen Kugeltrichter anblasen. Das Rohrende wird zu einer Spitze ausgezogen, dann das Rohr selbst nahe an der Spitze möglichst weich

gemacht und etwas ausgeblasen. Darauf wird die Spitze unter Drehen in der Flamme abgezogen und das jetzt noch spitze Ende unter Drehen stark erhitzt und von Zeit zu Zeit ausgeblasen. Mit Erhitzen und Blasen geht man jetzt auf die zuerst geschaffene Erweiterung über bis diese (etwas länglich) Haselnußgröße und darüber erreicht hat. Die Größe ist natürlich durch die abnehmende Wandstärke beschränkt. Die Kugel wird nun an ihrer Oberseite (unter schnellem Drehen) erhitzt, bis sie abgeplattet ist, worauf man dann gewöhnlich diese Abplattung schnell zu einer großen Kugel erweitern kann. Diese wird bis auf den Rand durch Sprengkohle entfernt, der Rand aber in der Flamme vorsichtig abgerundet Ein solcher Trichter muß dann langsam abkühlen und wegen seiner Dünnwandigkeit immer vorsichtig behandelt werden.

Fig. 3.



Zu verschiedenen Zwecken, z. B. Erhitzen von Proben, sind sehr dünnwandige Röhren von wenigstens Federkielweite zu verwenden, Nr. 28. Aus diesen kann man sehr leicht Gefäße ähnlich Probirgläsern bereiten, welche nach dem Gebrauche ohne großen Verlust verworfen werden.

Bequemer wird die Bearbeitung des Glases durch eine heißere Flamme, wie sie die Aeolipile giebt, die sich Schulen immer anschaffen sollten. Solche mit horizontaler Flamme sind den mit verticaler vorzuziehen.

Hat man mehrere Gläser hinter einander durch Glasröhren zu verbinden, so schaltet man kurze Gummischläuche ein, wodurch der Apparat gelenkig wird. Diese müssen auf die Röhren aufgeschoben nicht aufgedreht werden, dürfen auch nicht dem Erhitzen, am allerwenigsten directem Feuer ausgesetzt werden. Alte hartgewordene Schläuche macht man oft durch Erwärmen in Wasser wieder brauchbar.

18. Behandlung der Korkpfropfen.

Dem Anfänger mißlingen gewöhnlich mehrere Versuche, weil er mit den Korkpfropfen nicht richtig und sorgfältig genug verfährt; auch hierüber einige Worte.

Die Korkpfropfen müssen von dichter, gleichmäßiger Masse sein; alte Bouteillenpfropfen sind unbrauchbar. Da in diesem Büchlein vorausgesetzt wird, daß meistens mit Medicingläsern, Probirgläsern und Kochflaschen experimentirt wird, so kaufe man sich gleich anfangs eine Anzahl dazu passender Pfropfen von möglichst guter Beschaffenheit und verschiedener Größe, die man am besten in einer Apotheke oder Droguenhandlung bekommt. Vor dem Gebrauche macht man sie durch Klopfen oder mäßiges Pressen zwischen den Schenkeln einer Zange weich.

Das Durchbohren kann zwar mit einem nicht zu dünnen, glühenden Eisendrahte geschehen, viel besser aber mit einem eigenen Korkbohrer oder einer sogen. Rattenschwanzfeile. Das fein durchgestoßene Loch wird am sichersten dadurch vergrößert, daß man die Feile unter Drehen langsam eindringen läßt; zu größeren Löchern müssen demnach verschiedene Feilen nach einander benutzt werden. Es ist immer ein Uebelstand, wenn man so schlecht gebohrt hat, daß man, um einen luftdichten Verschluß zu bekommen, zum Kitt seine Zuflucht nehmen muß. Namentlich bei Kochflaschen und Probirgläsern, die erhitzt werden sollen, ist es gut, wenn der Pfropfen ohne Kitt luftdicht in dieselben hineinpaßt, da die Wärme den Kitt fast flüssig macht und bei einiger Spannung in der Röhre der Pfropfen leicht hinausgeschoben und so das Experiment vereitelt wird. Wenn man das wegen des angewendeten Kittes besorgt, so nimmt man einen dicken Bindfaden, biegt ihn, als wenn man einen Knoten machen will, zusammen, steckt ihn aber nicht einmal, sondern drei- bis viermal durch die Schleife, zieht diese um den Hals des Glases zusammen, nimmt darauf die beiden, jetzt etwas auseinander stehenden Enden oben über dem Pfropfen neben der Glasröhre zusammen und bindet fest zu. Selbst gute Korken pflegt man zu gewissen Zwecken z. B. zu länger dauernder Chlorentwickelung zu verkleben. Für gewöhnlich sollen die Korken schon so dicht halten, und man verwerfe lieber die fehlerhaften ganz.

Zu allen Versuchen, welche Sauberkeit oder sehr gutes Schließen erfordern, nehme man immer neue Korken, sonst kann man sich von gut gebohrten Pfropfen eine kleine Sammlung anlegen.

19. Die pneumatische Wanne, Waschen und Trocknen der Gase.

Man muß viele interessante Experimente unausgeführt lassen, wenn einem dies kleine Hülfsmittel, das man sich selbst zurecht machen lassen kann, fehlt.

Abgesehen von der etwas größern Wassermenge, die aber aus gewöhnlichem Brunnen- oder Teichwasser bestehen kann, ist es in vielen Fällen bequem, wenn man die Wanne etwas groß machen läßt. Ich schlage deshalb einen Kasten von Holz oder Blech vor, etwa 22 cm lang, 15 cm breit und 10 — 12 cm tief, im übrigen wie die Zeichnung Fig. 7. Man nehme dann einen Blechstreifen, etwa 2 Finger breit, lege ihn quer über den Kasten, so daß etwa 5 cm an jeder Seite überragen, biege die überragenden Enden rechtwinkelig so in die Höhe, daß das mittlere Stück sich in den Kasten etwa $3^1/_2$ cm hineinsenkt, die Ränder aber aufrecht stehen. Das Wenige, was nun noch über den Rand des Kastens sich erhebt, wird über denselben umgebogen, damit der Steg dadurch getragen

werden kann. Derselbe muß sicher liegen und etwa in der Mitte eine runde Oeffnung bekommen von der Größe, daß man den kleinen Finger bis eben über den Nagel durchstecken kann. Die Umgebung der Oeffnung muß durchaus eben sein, damit ein Medicinglas auf dem Kopf darauf stehen kann. Dieses Blech heißt die Brücke oder der Steg, das Ganze die pneumatische Wanne, von pneuma, Luft, weil man vermittelst derselben Luftarten aus dem Wasser auffängt.

Will man nun die pneumatische Wanne gebrauchen, so füllt man sie so weit mit Wasser, daß dasselbe etwa einen halben Finger breit über der Brücke steht, füllt dann das Glas, worin man die Luftart auffangen will, völlig mit Wasser, setzt einen Finger darauf oder legt die Hand (oder eine geschliffene Glasplatte, wenn man Gläser mit geschliffenen Rändern hat) darüber, kehrt es um und bringt die Mündung unter Wasser, ehe man die Hand wegnimmt. Bei so großen Wannen, wie angegeben, kann man schon vorher mehrere mit Wasser gefüllte Gläser über Kopf einsenken, in eine Ecke stellen und vorläufig durch Hinschieben der Brücke unterstützen. Das Uebrige zeigt Figur 7.

Will man das entwickelte Gas erst waschen, so läßt man es durch das Entwickelungsrohr wie in Fig. 10 in ein zur Hälfte mit der Reinigungsflüssigkeit gefülltes Glas untertauchen, dies zweite Glas muß dann auch mit einem doppelt durchbohrten Pfropfen versehen oder zweihälsig sein und ein neues Leitungsrohr das Gas weiter führen. — Will man das Gas trocknen, so läßt man es durch eine Röhre streichen, die mit einem sehr hygroskopischen Körper, Nr. 36, gefüllt ist, z. B. mit Bimssteinstücken, getränkt mit Nordhäuser Schwefelsäure, oder mit Stücken von Chlorcalcium.

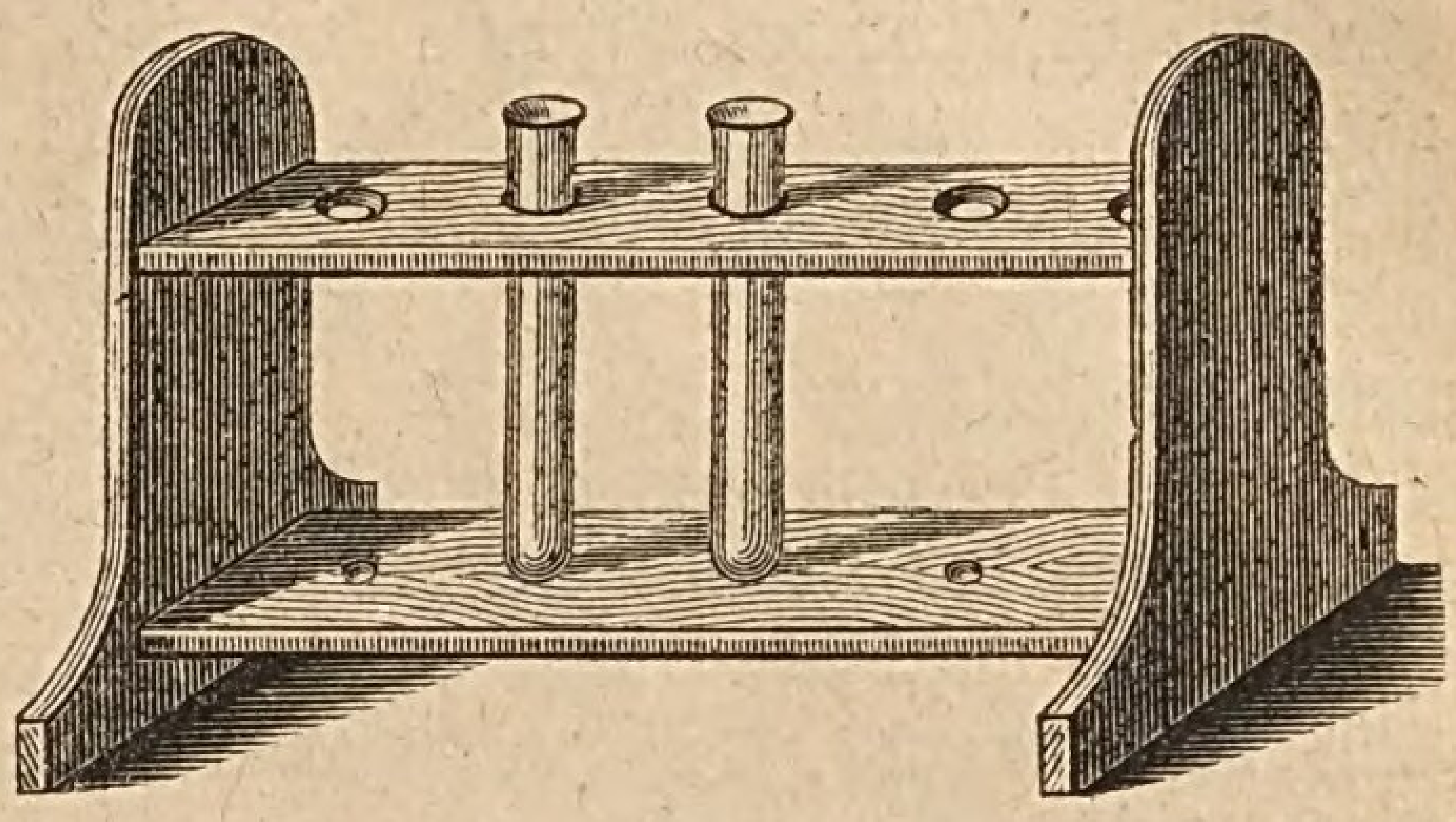
20. Der Retortenhalter, Reagensgläsergestell.

Auch eines Retortenhalters, Fig. 7, kann man nicht entbehren. Will man ihn in der Weise, wie Fig. 7 zeigt, anfertigen lassen, so nehme man ein etwa 20 cm langes, 12 cm breites und wenigstens $2^1/_2$ cm. dickes Brettchen, worin etwa 6 cm vom einen Ende ein runder Stab von etwa 30 cm Höhe befestigt wird. Der daran befindliche Halter muß sich leicht am Stab auf- und niederschieben und drehen lassen und wird durch eine Schraube am Stabe festgehalten. Das Ende des Halters, wo die Gläser eingeklemmt werden, hat ungefähr die Gestalt eines Zeugkneifers, die Enden müssen ungefähr einen Finger breit auseinander stehen und so dünn sein, daß sie elastisch sind (Eschenholz) und die Gläser nicht zerdrücken. Durch eine Holzschraube werden sie, soviel nöthig ist, verengt; am Ende verhütet ein kleiner Vorsprung nach innen das Ausgleiten der Retorten.

Es ist aber nothwendig, daß auch dieses Ende sich um seine Axe drehen könne, was leicht dadurch erreicht wird, daß um den Stab ein dickeres Stück Holz sitzt, in welches die Klemme drehbar eingefügt wird. Jeder Tischler weiß es zu machen, daß der drehbare Zapfen durch einen Verschluß am Ausfallen verhindert wird.

Zum Aufstellen der Probirgläser kann man sich Gestelle bestellen, deren Größe durch die Zahl der Gläser bestimmt wird. Wer geschickt genug ist, mag sich ein einfaches Gestell aus Cigarrenkistenholz selbst anfertigen. S. Fig.

Fig. 4.



21. Kochen im Bade, Dreifuß.

Manche Apparate vertragen nicht die ungleiche Erwärmung, welche die directe Flamme mit sich bringt; in solchen Fällen wird ein Drahtnetz untergelegt, oder ein Bad angewendet.

Man bedarf dazu eines Dreifußes aus Blech oder auch nur aus Draht gebogen, Fig. 9. Der Rand desselben muß in der Mitte 8—12 cm frei lassen. Für die gewöhnlichen gläsernen Spritlampen ist 11 cm eine passende Höhe, doch möge man das selbst abmessen. Sind die Beine Sförmig gebogen, so kann man die Höhe selbst reguliren.

Fürs Sandbad, s. Fig. 9, braucht man ferner eine Schale von Blech in Gestalt eines Uhrglases, 8—11 cm im Durchmesser, von irgend einem Metallarbeiter leicht auszutreiben. Beim Gebrauche legt man die Schale auf den Dreifuß, füllt etwas trockenen Sand hinein und setzt die Kochflasche in den Sand, so daß unter derselben etwa einen Federhalter dick Sand liegt, und etwas um sie herum.

Fürs Wasserbad, s. Fig. 13, braucht man einen kleinen Blechtopf ohne Füße, den man mit Wasser füllt und worin man dann die Kochflasche hineinstellt. Braucht man bloß eine Hitze von 100° C., so füllt man den Topf mit reinem Wasser und hält es im Sieden. Ist ein höherer Hitzegrad nothwendig, so muß die nöthige Beimischung zum Wasser angegeben werden, s. Nr. 77. Wenn es z. B. mit Kochsalz gesättigt ist, so hat es beim Kochen 108,4° C., s. Nr. 66, auch 77. Es ist zweckmäßig, das Blechgefäß von dem Blechboden des Dreifußes durch einen auf denselben gelegten Eisendraht etwas zu entfernen.

22. Destilliren. Sicherheitsröhre. Versuch, um die nöthige Vorsicht sich anzueignen.

Kfl., W., Pfr. mit Glr., mit Sicherheitsr., Rhalter, L., Bierglas.

Man fülle eine Kochflasche zum dritten Theil voll Wasser und setze den durchbohrten Pfropfen mit dem Entwickelungsrohr luftdicht auf, befestige dann die Kochflasche, wie das in Fig. 7 mit dem Probirgläschen geschehen ist, in dem Retortenhalter und lasse das Entwickelungsrohr wie in Fig. 7 in ein Glas Wasser münden, aber tiefer. Sobald man die Lampe unter die Kochflasche stellt, werden Luftblasen aus dem Entwickelungsrohr hervorkommen, aber bald nach dem Anfang des Kochens seltener werden und endlich aufhören. Erscheinen die Luftblasen nicht gleich nach der ersten Erwärmung, so sieht man daraus, daß der Pfropfen *nicht schließt* und man die Sache gleich ändern muß.

Aber diese Luftblasen sind nichts anderes als die atmosphärische Luft, die sich in der Kochflasche und im Entwickelungsrohr befunden hat und nun durch die Wärme ausgedehnt wird. Später wird die Luft durch den sich bildenden Wasserdampf immer mehr verdrängt. Man wolle sich dabei merken, wie viel Luft man bei künftigen Gasentwickelungen ungefähr entweichen lassen muß, damit man nicht zugleich mit dem zu entwickelnden Gase die atmosphärische Luft auffange, die unter Umständen, z. B. schon beim Wasserstoffgase, gefährliche Explosionen veranlassen kann, jedenfalls die Versuche ungenau macht. Der darauf entwickelte Wasserdampf, der wieder abgekühlt destillirtes Wasser giebt, kommt, so lange das Wasser in der Vorlage (s. Schluß dieser Nr.) kalt ist, nicht zum Vorschein, sondern wird am Ende des Entwickelungsrohres wieder verdichtet.

Man blase jetzt die Lampe aus. Nach kurzer Zeit wird das Wasser aus der Vorlage durch das Rohr in die Kochflasche steigen und diese anfüllen. Man nennt dies das *Zurücksteigen der Flüssigkeiten*, das bei vielen Experimenten gefährlich wird. Es wird hier dadurch verursacht, daß in der Kochflasche Wasserdampf statt Luft sich befindet, der nach der Entfernung der Flamme zu Wasser verdichtet wird und dem Luftdruck auf das Wasser in der Vorlage nicht mehr Gegendruck leisten kann.

Man muß es sich daher bei Gasentwickelungen durch Erhitzung, die meistens in ganz ähnlicher Weise vorgenommen werden, wie die Destillation, zur *bestimmten Regel* machen, daß man, wenn die Entwickelung aufhören soll, *zuerst den Retortenhalter* mit dem Entwickelungsrohr aus der pneumatischen Wanne oder der sonstigen Flüssigkeit heraushebt und *dann erst* die Flamme entfernt.

Ist die Masse, woraus das Gas entwickelt wird, eine Flüssigkeit von nicht zu geringem Volumen, so kann man das Zurücksteigen, das auch schon durch die Abkühlung des Gases in der Retorte (Kochflasche ꝛc.) oder durch Absorbirung in der Vorlage entstehen kann und oft schon durch einen Luftzug, der die Flamme zum Flackern bringt oder abkühlt, hervorgebracht wird, durch die sogenannte Sicherheitsröhre, s. Fig. 15, unmöglich machen. Es ist eine zweite Röhre, die man luftdicht durch den Pfropfen bis in die Flüssigkeit hinabreichen läßt, wie das schon in Nr. 17 erwähnt ist. Wird dann die Spannung in der Retorte zu gering, so steigt nicht das Wasser durch das Entwickelungsrohr, sondern die Sicherheitsröhre läßt atmosphärische Luft hinein. Wird die Spannung in der Retorte, etwa bei zu engem oder verstopftem Entwickelungsrohr, zu groß, so platzt nicht die Retorte, sondern es wird Flüssigkeit und etwa später Gas durch das Sicherheitsrohr hinausgetrieben. Es sorgt also dafür, daß von zwei Uebeln das kleinste eintrete. Denselben Dienst leistet natürlich das Trichterrohr Fig. 10. Man wiederhole nun den Versuch mit Sicherheitsrohr, sonst ganz wie vorher.

Beim Destilliren will man eine flüchtige Flüssigkeit durch Wärme von einem weniger oder gar nicht flüchtigen Körper in Dampfform abscheiden, um sie wieder durch Abkühlung als Flüssigkeit zu gewinnen. Das Gefäß, wohin man den dampfförmig gemachten Körper überleitet, heißt die Vorlage, die abdestillirte Flüssigkeit das Destillat, s. Fig. 9. Trockene Destillation s. Nr. 25 u. 51.

Grundstoffe und Verbindungen derselben.

I. Nichtmetalle.

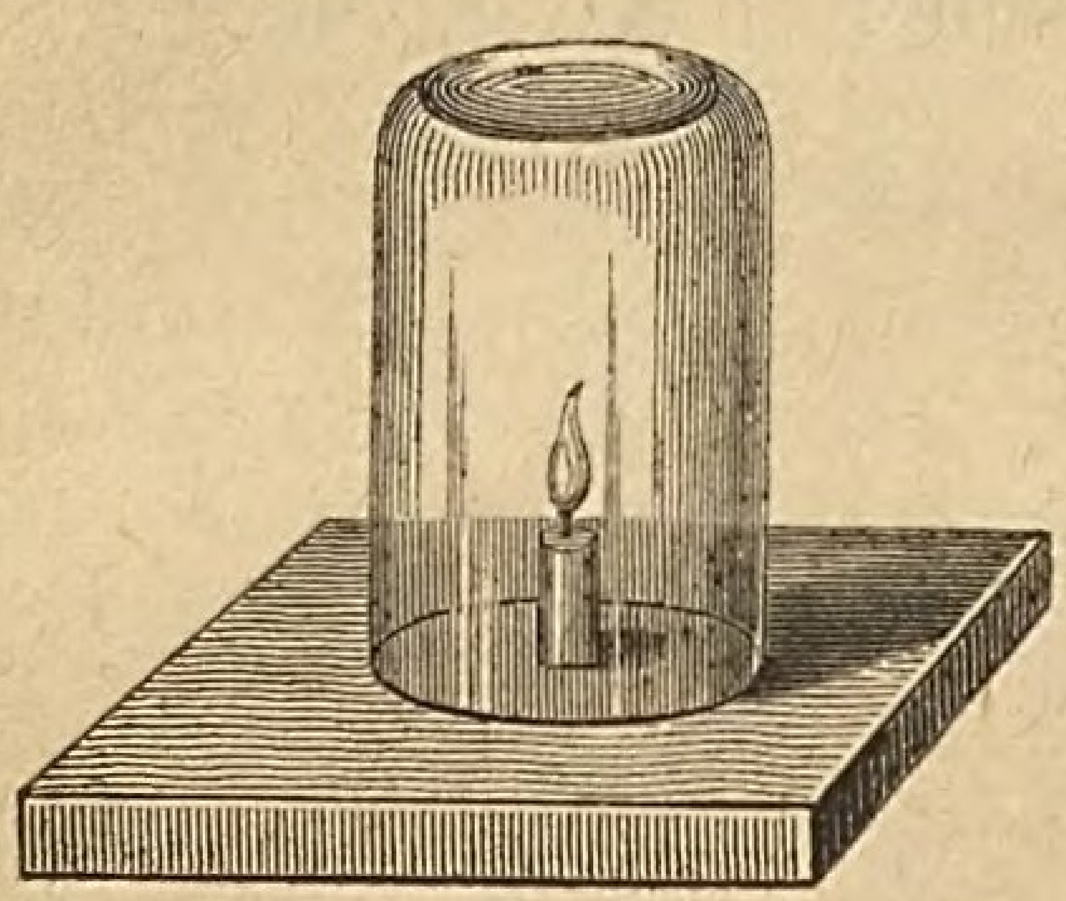
1. Sauerstoff (Oxygenium).

23. Brennen.

Talglicht, Bierglas, Brettchen, Hölzchen, Soda, L.

Man stelle ein kurzes Stearinlicht mit abgeschnittenem Docht in einen Glühtiegel oder auf ein Brettchen, zünde es an und stülpe ein recht großes Bierglas darüber. Das Licht wird bald schwächer brennen, dann wird die Flamme verschwinden, der Docht, wenn er nicht zu kurz ist, eine kurze Zeit glühen und rauchen, dann ganz erlöschen. Ist das Bierglas nicht vorher erwärmt, so werden die Wände inwendig feucht geworden (beschlagen) sein. Woher rühren diese Erscheinungen.

Fig. 5.



Warum brennt das Licht bald schwächer und erlöscht dann? Zum Brennen gehört bekanntlich Luft, aber das Glas ist ja noch voll davon, ist sie denn so verändert, daß sie nun nicht mehr zum Brennen taugt?

Die atmosphärische Luft ist ein Gemenge aus ca. 4 Theilen Stickstoff, N, und einem Theil Sauerstoff (Lebensluft), O. (Genauer dem Maße nach in 100 Raumtheilen aus 79 Raumtheilen N und 21 Raumtheilen O, dem Gewichte nach in 100 Gew.-Theilen aus 76,7 Gew.-Th. N und 23,3 Gew.-Th. O.) Beim Brennen verbindet sich der Sauerstoff, O, mit dem verbrennenden Körper und

darin besteht eben das Brennen: hat er sich damit verbunden, so hört das Brennen auf, in dem vorliegenden Falle aus Mangel an O, sonst meistens aus Mangel an brennbaren Körpern oder der dazu nöthigen Wärme. Der Stickstoff, N, ist dagegen unverändert im Glase verblieben.

Womit hat sich der Sauerstoff nun verbunden und was ist daraus entstanden? Zunächst bemerkt man inwendig am Glase ein wenig Wasser, es ist ein Product der Verbrennung. Ein Bestandtheil des Talges wie des Dochtes ist Wasserstoffgas, H, dessen Verbrennung darin besteht, daß es sich mit O zu H_2O, d. h. Wasser, verbindet, welches der Hitze wegen zuerst dampfförmig ist, nachher durch Abkühlung verdichtet wird, hier durch die kalten Wände des Glases. Gehen lange Ofenröhren durch kalte Räume, so wird der durch das Verbrennen der Feuerung gebildete Wasserdampf durch die Abkühlung der Röhren wieder zu Wasser und die Röhren lecken. Schornsteine auf kalten Hausböden werden oft durch und durch naß und durch den aufgelösten Ruß schmutzig.

Der Talg sowohl als der Docht haben Sauerstoff, Wasserstoff und Kohlenstoff, also O, H, C, aber in verschiedenen Verhältnissen zu ihren Bestandtheilen; zum Verbrennen ist aber viel mehr Sauerstoff erforderlich, als darin vorhanden ist. Es verbindet sich auch der Kohlenstoff, C, mit Sauerstoff, woraus eine Luftart, CO_2, meist Kohlensäure genannt, entsteht, die sich bei gewöhnlicher Abkühlung nicht verdichtet, also im Glase verbleibt. Bei etwas vermehrten Vorkenntnissen werden wir das Vorhandensein der Kohlensäure leicht nachweisen können.

Im Glase befindet sich also außer den Ueberresten des Talglichts und etwas Rauch jetzt Wasser, H_2O, Kohlensäure, CO_2 und Stickstoff, N.

Da beim Brennen neue chemische Verbindungen entstehen, so ist dasselbe ein chemischer Vorgang (Proceß). Viele chemische Processe erfordern eine erhöhte Temperatur, so auch hier. Deshalb muß das Licht angezündet werden, d. h. auf die Temperaturstufe gebracht werden, bei welcher das Brennen (der Verbrennungsproceß) beginnen kann.

Die Verbrennung wird unterbrochen, das Licht oder das Feuer gelöscht, ausgelöscht, wenn demselben der zum Brennen nöthige Sauerstoff (z. B. durch Zudecken eines Gefäßes, durch Verschließen eines brennenden Schornsteins ꝛc.) entzogen wird, oder wenn es an Brennmaterial (dem Körper, der sich mit Sauerstoff verbinden soll) fehlt, oder endlich, wenn die zum Brennen erforderliche höhere Temperatur z. B. durch Wasser, kalten Luftzug ꝛc. entzogen wird. Wasser ist an sich kein Gegensatz des Feuers, vielmehr ein Product desselben,

es wirkt als Löschmittel nur durch seine Kälte und durch die Abkühlung, die dessen Verdampfung hervorbringt, sowie durch Verdrängung der atmosphärischen Luft, vermittelst des sich bildenden Wasserdampfes. Dies ist auch die Ursache, warum nasses Brennmaterial nicht recht brennen will.

Man halte mit den Fingern ein Stück krystallisirter Soda in die Flamme einer Lampe und bestreiche mit der schmelzenden Masse ein Hölzchen der Länge nach. Versucht man dieses dann zu verbrennen, so wird man nur ein Stück Kohle mit glasigem Ueberzug erhalten. Aehnlich ist die löschende Wirkung von Salzwasser, z. B. der Füllung der Extincteurs, s. Nr. 88.

Wie viel H und O ist im Wasser? Man sehe voran die Verbindungsgewichte. $H_2 = 2{,}0 = 16$ d. h. auf 16 Gew.-Theile Sauerstoff kommen 2 Gew.-Theile Wasserstoff, oder Wasser enthält dem Gewichte nach $11^1/_9\%$ Wasserstoff und $88^8/_9\%$ Sauerstoff. Kohlensäure, CO_2, besteht aus 12 Gew.-Theilen Kohlenstoff und $2 \times 16 = 32$ Gew.-Theilen Sauerstoff; s. Tabelle unter I.

Einübung der chemischen Zeichen der Grundstoffe der Nichtmetalle, die mit einem * versehen sind. S. Allgemeines I.

24. Fortsetzung.

2 Talglichte.

Im Glase ist aber auch noch Rauch. Bei vollständiger Verbrennung des Talglichtes entsteht er nicht, er ist ein Product unvollständiger Verbrennung und also noch einer weitern Verbrennung fähig.

Man nehme ein Talglicht, das kürzlich nicht abgeputzt ist, zünde dies und auch ein zweites an. Nachdem beide wohl angebrannt sind, blase man das erstere Licht aus und halte es so unterhalb der Flamme des zweiten, daß der Rauch in die Flamme steigt. Er wird sich entzünden und die Flamme so längs des Rauchs hinunterlaufen, daß das Licht wieder angezündet wird. Der Rauch ist also brennbar. Indem er brennt, scheint er zu verschwinden, indeß verbindet er sich nur mit Sauerstoff. Er besteht zum Theil aus Leuchtgas, s. Nr. 51, sein Hauptbestandtheil ist Kohle, daher ist das Hauptproduct dieser Verbrennung wieder Kohlensäure, CO_2. Es war hier wieder zur Anzündung eine höhere Temperatur erforderlich. **Verbrennen im engsten Sinne** heißt verbinden mit Sauerstoff, besonders wenn dies rasch und bei hoher Temperatur geschieht. Die Wärme und Helligkeit, welche dabei gewöhnlich zum Vorschein kommt, auch wohl den ganzen Proceß pflegt man Feuer zu nennen.

Wenn der Rauch nicht verbrennt, so setzt er sich zum großen Theile (z. B. im Ofen, im Schornstein) als Ruß ab. Das Sichtbare des Rauches ist nicht ein luftförmiger Körper, sondern hauptsächlich fester, sehr fein vertheilter Kohlenstoff, der durch den heißen Luftstrom mit in die Höhe geführt wird. Jemehr vom Ofenfeuer als Rauch aufgeht, d. h. je unvollständiger die Verbrennung ist, desto weniger Wärme hat man davon, und jemehr Ruß sich im Ofen abgesetzt hat, desto weniger kommt von der dennoch erzeugten Wärme in das Zimmer, weil der Ruß ein schlechter Wärmeleiter ist. Die Wärme gelangt dann zum größten Theil mit der durchziehenden Luft in den Schornstein. Will man also vom Brennmaterial den größtmöglichen Nutzen ziehen, so muß man für rasches und vollständiges Verbrennen sorgen und die Oefen oft reinigen lassen.

Der Ruß ist daher auch brennbar und oft geräth ein Ofenrohr oder ein Schornstein in Brand, ohne daß man es wünscht. Dann verbindet sich wieder die im Ruß vorherrschende Kohle (wie auch die andern hier zu übergehenden Verbindungen) mit Sauerstoff. Entzieht man dem Schornstein den Sauerstoff, z. B. durch Zudecken oben, oder unten z. B. durch Verbrennung von Schwefel, so daß dieser schon den Sauerstoff in Beschlag nimmt, so erlöscht das Feuer. Darauf beruht die Wirksamkeit der sogenannten Löschdosen, die man in die Zimmer hinsetzt, damit sie bei etwa ausbrechendem Feuer sich entzünden, sehr viel Sauerstoff verzehren und das Zimmer so arm an Sauerstoff machen, daß das entstandene Feuer (wenn nur von außen keine Luft zutritt) ersticken muß.

25. Verbrennungsproducte.

Schwefel, Phosphorzündhölzchen, Papier, Faden, Pbp.

Wenn beim Brennen Kohlensäure, CO_2, entstehen soll, so muß Kohle, C, verbrennen. Diese ist in allen Thier- und Pflanzenstoffen vorhanden, weshalb bei vollständiger Verbrennung auch immer Kohlensäure unter den Verbrennungsproducten dieser Stoffe sich findet.

Im Schwefel ist keine Kohle, er ist ein Grundstoff. Man zünd ein wenig Schwefel an; er verbrennt mit blauer Flamme und scheint dann zu verschwinden. Daß aber etwas daraus entsteht, merken wir an dem stechenden Geruch. Der Schwefel, S, hat sich beim Brennen nicht bloß mit 1, sondern mit 2 Verb.-Gew. Sauerstoff, 2 O, verbunden, diese Verbindung heißt schwefelige Säure, SO_2 (Schwefeldioxyd oder Schwefligsäure-Anhydrid), ist gasförmig, nicht zu sehen, aber wohl zu riechen.

Man zünde auch ein Phosphorzündhölzchen an und merke genau

auf den Verlauf. So lange der Phosphor, P, der auch ein Grundstoff ist, brennt, entsteht ein weißlicher Rauch, der nicht zu riechen, aber wohl zu sehen ist; es ist Phosphorsäure, P_2O_5 (Phosphorsäure-Anhydrid). Sie ist ein fester, weißer Körper, verbindet sich aber schnell mit der Feuchtigkeit der Luft zu Phosphorsäure, H_3PO_4, und wird durch weitere Zertheilung unsichtbar. — Darnach erfolgt dann die Verbrennung des Schwefels.

Der Talg, der Schwefel brennen mit Flamme, die reine Kohle brennt bloß glühend. Mit Flamme brennen nur diejenigen Körper, welche gasförmig sind, oder beim Brennen es ganz oder theilweise werden, oder brennbare Gase liefern, s. Nr. 51. Schwefel wird beim Verbrennen gasförmig, und das gebildete Gas — Schwefeldampf — ist brennbar; Kohle dagegen, die bei keiner Temperatur in den gasförmigen Zustand übergeführt werden kann, brennt nur an der glühenden festen Oberfläche ohne Flamme.

Wenn, wie das oft der Fall ist, die Vereinigung mit Sauerstoff nicht vollständig zu Stande kommt, z. B. wegen mangelnden Zutritts an Sauerstoff, oder wegen zu geringer Brennbarkeit des Brennstoffes oder bei Abkühlung ꝛc., so setzen abgeschiedene Theile des Brennstoffes sich häufig zu neuen Verbindungen zusammen, die man Producte unvollständiger Verbrennung, oder besser Zersetzungsproducte nennt. Werden aus festen Körpern vermittelst der Wärme durch Zersetzung gasförmige Körper ausgeschieden, so nennt man das trockene Destillation, s. Nr. 51. — Man wickele einen Bogen leichten Papiers (Schreibpapier enthält gewöhnlich zu viel Thon oder Gyps) um eine Bleifeder zu einer fingerdicken Rolle zusammen, zünde nach Wegnahme der Bleifeder die Rolle an dem einen Ende an und halte sie etwas schräge, so zieht aus dem andern Ende ein dicker, weißer Rauch, den man wie den Rauch einer ausgeblasenen Kerze anzünden kann, s. Nr. 24. Er besteht aus Leuchtgas und Rauch. Um letzteren näher kennen zu lernen, lösche man die Papierrolle aus, wenn noch ein kleines Ende nach ist, und rolle dies auseinander. Man findet das Innere mit einer theerartigen Masse durchdrungen, Holztheer (Papier ist Holzfaser). Auf eine der feuchtesten Stellen drücke man sofort ein angefeuchtetes blaues Probirpapier, es wird sich von dem gleichfalls neugebildeten Holzessig schnell röthen. Leuchtgas, Holztheer und Holzessig sind Zersetzungsproducte*). —

*) Oft, wie z. B. bei Räucherungen, beim Tabak- und Cigarrenrauchen, ist auf eine unvollständige Verbrennung gerechnet, weil sonst die Gerüche zerstört werden würden. Doch kommt es hier wieder auf die verschiedenen Grade der Verbrennung an. Auch die wohlriechendste Cigarre verliert ihren Werth, wenn sie kohlt, d. h. wenn sie an der Oberfläche

So sind auch die großen Massen von Steinkohlendampf, die sich aus den Schornsteinen der Fabriken und Dampfschiffe erheben, Producte unvollständiger Verbrennung, die dem Eigenthümer einen großen Brennwerth entführen und die Nachbarschaft oft sehr empfindlich belästigen. Die Beseitigung dieses Uebelstandes ist schon lange eine Aufgabe der Technik, deren vollkommene Lösung wohl nur dann erst gelingen wird, wenn statt des Aufschüttens der Steinkohlen eine Einrichtung getroffen wird, wodurch sie dem Feuer von unten zugeführt werden. Heizt man Stubenöfen mit Steinkohlen, so ist es daher vortheilhaft, dieselben erst einzulegen und dann von oben anzuzünden; die Thüren der meisten Oefen gestatten diese Ersparung oder lassen sich leicht darauf einrichten.

Einübung aller chemischen Zeichen der Grundstoffe, die mit einem * versehen sind, s. Allgemeines I.

26. Verbindung mit Sauerstoff (Oxydation).

Eisendraht, L., Wg.

Man nehme einen mehrere Meter langen, recht dünnen Eisendraht (eine stählerne Claviersaite, etwa Nr. 10—12, aber ohne Ueberzug von Fett, Schmutz ꝛc.), drücke ihn verworren dicht zusammen zu dem Umfange einer Nuß und tarire ihn äußerst genau auf der Wage. Darauf glühe man ihn 10 — 20 Minuten (je empfindlicher die Wage ist, desto eher reicht es hin) in der Spritflamme, und lege ihn nun wieder auf die Wage*). Er hat an Gewicht zugenommen. Die Zunahme besteht in Sauerstoff, O, der sich in der Hitze an der Oberfläche des Eisens, Fe, mit demselben zu Fe O, Eisenoxydul, verbunden hat. In der Schmiede geschieht das täglich; ein Theil des Eisenoxyduls fliegt dann beim Hämmern ab, da es nicht die Zähigkeit des Eisens hat. Auch dies ist ein Brennen. Man bewahre den Draht für den Versuch in Nr. 119 auf.

Die Oberfläche ist nun nicht mehr so blank wie vorher, sondern mehr oder weniger schwarz geworden. Eisenoxydul (das freilich immer mit mehr oder weniger Eisenoxyd, Fe_2O_3, vermischt ist) hat eine schwarze Farbe.

In den früheren Beispielen wurde der verbrennende Körper in Verbindung mit dem Sauerstoff meistens luftförmig, hier wurde der

---

Kohle statt Asche bildet, den Luftzutritt dadurch noch weiter hemmt und die Verbrennungsproducte ändert. Der Rauch ist stets ein Zeichen unvollständiger Verbrennung.

*) Die Gewichtsstücke dürfen nur mit einer Zange oder Pincette, nie mit den Fingern angefaßt werden.

Sauerstoff in Verbindung mit dem festen Körper fest und mußte bleiben.

Schmilzt man Blei, so überzieht es sich beim Schmelzen mit einer Haut, und zuletzt wird das Ganze ungeachtet der Hitze wieder fest. Hat man das Blei vorher gewogen, und wägt nun diese graue Masse, so findet man, daß auch hier das Gewicht zugenommen hat. Das Blei, Pb, hat sich mit O, zu Pb_2O, Bleisuboxyd verbunden.

Diese Versuche unterscheiden sich dadurch von den vorhergehenden, daß in Nr. 23—25 die brennenden Körpern sich mit dem hinzutretenden Sauerstoff mehr oder weniger verflüchtigten, hier aber der Sauerstoff mit den verbrennenden Körper zu einem neuen festen Körper wird. Jenes erscheint Manchem als eine Vernichtung des Stoffes, sonach müßte Dieses ihm als eine Vermehrung desselben erscheinen, obwohl es nichts von Beiden ist, s. Allgem. III, 2, sondern eine chemische Umwandlung. Jenes wird von Jedermann Brennen genannt, hier stutzt schon Mancher.

Aber was hier am Eisen und Blei mit Hülfe des Feuers in einigen Minuten geschieht, das geschieht auch bei gewöhnlicher Temperatur, wenn man diese Metalle lange ruhig hinlegt: das Eisen wird mit der Zeit schwarz, die Oberfläche verwandelt sich in FeO; das Blei wird grau, die Oberfläche verwandelt sich in Pb_2O, aber sehr langsam.

Das Verbinden eines Körpers mit Sauerstoff, Oxygenium, d. h. Sauer-erzeugend, nennt man **Oxydation**. Wie man es Verbrennen im engern Sinne nennt, wenn es rasch unter Licht- und Wärmeerscheinung geschieht, so pflegt man es wohl auch **Verbrennen im weitern Sinne** zu nennen, wenn es langsam und ohne merklich erhöhte Temperatur verläuft. Das Product dieser Verbindung nennt man im Allgemeinen Oxyd. Ist der Körper fähig, in höherem und auch in geringerem Grade Sauerstoff aufzunehmen, so nennt man die höheren Grade Superoxyd oder Hyperoxyd, die niedern Grade Oxydul oder Suboxyd. Pb_2O — auf 2 V.-G. Blei 1 V.-G. Sauerstoff — = Bleisuboxyd; PbO — auf 1 V.-G. Blei 1 V.-G. Sauerstoff — = Bleioxyd; PbO_2 — auf 1 V.-G. Blei 2 V.-G. Sauerstoff — = Bleisuperoxyd.

Der Körper, der sich mit dem Sauerstoff verbunden hat, heißt das **Radical**. So besteht nach Nr. 23 das Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff H_2O, man kann daher das Wasser auch Wasserstoffoxyd nennen und Wasserstoff ist das Radical. In den vorangeführten Beispielen FeO und Pb_2O sind Eisen und Blei die Radicale. Daher bezeichnet man den mit Sauerstoff sich verbindenden Körper oft auch

ganz allgemein mit R, Radical; RO heißt also ein Körper, von dem sich 1 Verb.-Gewicht mit 16 Gew.-Theilen Sauerstoff verbunden hat; R_2O_3 heißt eine Verbindung von zwei Verb.-Gew. des Radicals mit 3 Verb.-Gew. Sauerstoff.

Einübung der chemischen Schrift, s. Allgemeines IV.

27. Reaction der Oxyde.

Kalium, Schwefelhölzchen, Pbp., W.

Hat man einige Kügelchen Kaliummetall, das, um gegen den Sauerstoff geschützt zu sein, unter rectificirtem Steinöl (das nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff besteht) aufbewahrt werden und ja nicht mit den Fingern angefaßt werden darf, so nehme man davon, sonst erbitte man sich in einer Apotheke ein Kügelchen dieses oder des Natrium-Metalls, etwa so groß wie eine Erbse. Es ist auf der Schnittfläche silberweiß, aber an der Luft schon nach ein paar Augenblicken mit einer weißen Oxydschicht überzogen. Aus K und dem Sauerstoff der Luft bildet sich sofort K_2O, Kaliumoxyd*), das in Wasser löslich ist, indem es zu Kalihydrat, KHO, wird. Man schneide einige dünne Scheiben davon ab, nachdem sie oxydirt sind, löse man sie in ein wenig Wasser auf und bringe einen Tropfen desselben auf rothes Lackmuspapier, welches davon blau gefärbt wird. Dies Hydrat (Hydroxyd d. h. Oxyd mit Wasser verbunden) ist also eine Basis; das trockne Oxyd, welches man mit einer Zange auf trocknes Lackmuspapier legen mag, übt keine Wirkung aus.

Man zünde ein Schwefelhölzchen an und lasse das sich bildende Oxyd, schweflige Säure, SO_2 (besser Schwefligsäure-Anhydrid), die gasförmig entweicht, auf feuchtes, blaues Lackmuspapier strömen: letzteres wird dadurch geröthet. Durch Wasseraufnahme wird das Oxyd also nach Nr. 11 zu einer Säure, $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$. Trocknes SO_2 wird wie trocknes K_2O auf Lackmus nicht verändernd wirken.

---

*) Siehe weiter hinten unter „Kalium", Nr. 86. Wirft man Kalium auf's Wasser, so beachte man die in Nr. 86 angegebene Vorsicht. Für den obigen Versuch kann man auch ebensowohl das wohlfeilere Natrium nehmen. Auf Wasser geworfen schmilzt es durch die Wärme, die bei der schnellen Oxydation frei wird, doch ist diese nicht hinreichend, das sich bildende Wasserstoffgas zu entzünden, wie beim Kalium, wenn man nicht das Wasser heiß macht oder die Bewegung der Masse dadurch hemmt, daß man vorher die Wasseroberfläche mit einem Stück Filtrirpapier zudeckt.

Das Wasser ist, wie wir Nr. 23 und 26 gesehen haben, auch ein Oxyd, das aus Wasserstoff und Sauerstoff, H_2O, besteht. Man tunke sowohl rothes als blaues Lackmuspapier hinein, das Wasser übt darauf keine Wirkung aus, ist dagegen indifferent.

Die neuere Chemie bezeichnet daher alle Oxyde, weil sie auf Lackmus nicht einwirken, als indifferent; erst durch Wasseraufnahme erhalten sie alkalische und saure Reaction, werden zu Basen und Säuren, s. Allgem. V. — Die Endung „ig" in schweflige Säure, H_2SO_3, soll anzeigen, daß diese weniger Sauerstoff enthält als die Schwefelsäure, H_2SO_4. Vergl. Nr. 39 und 40 Salpetersäure, HNO_3, und salpetrige Säure, HNO_2. Aehnlich wie Oxyd und Oxydul, s. Nr. 26, verhalten sich die höher oxydirten Anhydride der Säuren.

Man kann indeß nur die löslichen Oxyde durch Lackmuspapier oder durch den Geschmack prüfen, ob sie Säuren, Basen oder indifferente Hydrate bilden. So ist z. B., s. Nr. 126, das Eisenoxydulhydrat, FeH_2O_2, eine Basis, obgleich es sich gegen Reagenspapier und gegen den Geschmack indifferent verhält, bloß weil es nicht löslich ist. So ist der gewöhnliche Quarzsand am Meeresufer, SiO_2, Kieselsäure, das Anhydrid der Kieselsäure selbst befeuchtet ohne Einwirkung auf Reagenspapier, weil es nicht mehr löslich ist; die eigentliche Kieselsäure, H_4SO_4, in gallertartigem Zustande, röthet Lackmus. Nr. 75 u. 93. Ob solche Oxyde Säuren oder Basen bilden, kann man erst aus ihrem Verhalten gegen andere Basen und Säuren erkennen.

Frage: Welche Grundstoffe und wie viel von jedem sind enthalten in Eisenvitriol, $FeSO_4$, Salpetersäure, HNO_3, Salpetrigsäure-Anhydrid, N_2O_3, Bleioxyd, PbO, kohlensaurem Kalk, $CaCO_3$, Quarz, SiO_2, Kochsalz, $NaCl$, Chlorsilber, $AgCl$. Wie viel g Sauerstoff werden 78 g Kalium oder 46 g Natrium aus der Luft entnehmen, um Kali, K_2O, oder Natron, Na_2O, zu bilden? Siehe Allgem. I, Verbindungs-Gewichte.

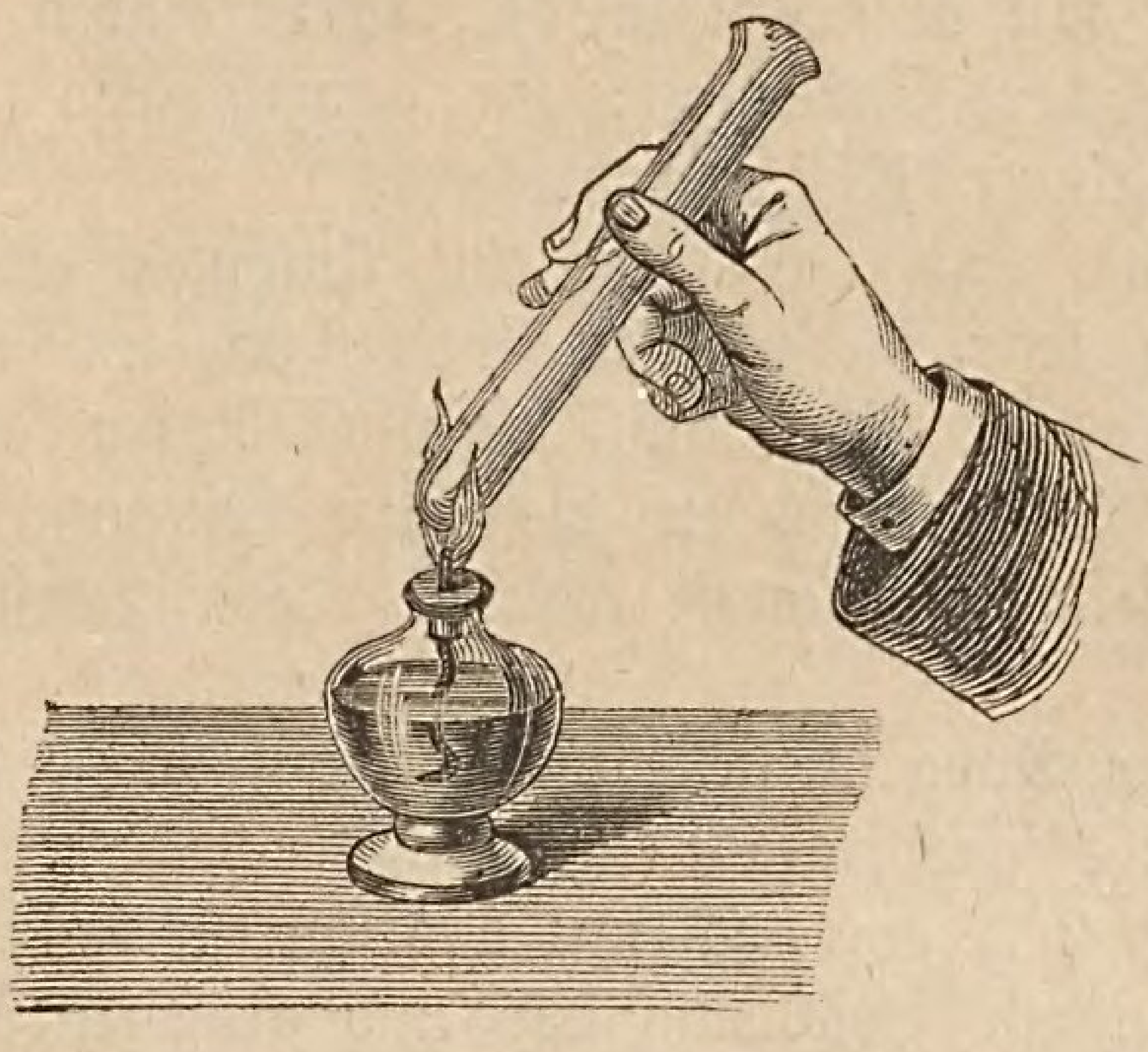
28. Trennung vom Sauerstoff (Desoxydation).

Quecksilberoxyd, Pbgl., Kochfl., Kork mit langem Glasrohr, L., Holzspan. (Holzspan wird oft gebraucht, man verschaffe sich dazu ein Bündelchen solcher Stäbchen, woraus die Zündhölzer gemacht werden, von 20 bis 25 cm Länge.)

Man thue 2 dcg (soviel als 1/2 Erbse) rothes Quecksilberoxyd (es ist Gift) in ein Probirgläschen, halte es etwas schräg über die

Spritlampe, so daß der obere Theil des Glases möglichst kalt bleibt. Das Quecksilberoxyd, HgO, wird erst dunkelbraun werden und dann nach und nach verschwinden, statt dessen werden ganz kleine, silberweiße Tröpfchen an der innern Wand des Glases sich ansetzen. Es ist Quecksilber, Hg. Nachdem das Gläschen abgekühlt ist, kann man es mit der Fahne einer Feder zu einem einzigen Kügelchen vereinigen; s. Nr. 143.

Fig. 6.



Von HgO hat man also nur noch Hg, wo ist der Sauerstoff geblieben? Es ist den edlen Metallen, s. Allgem., II. B. b., eigen, daß ihre Oxyde den Sauerstoff in der Glühhitze fahren lassen; so auch hier. Hält man während der Erhitzung des HgO von Zeit zu Zeit ein dünnes glimmendes Hölzchen in die Röhre, so bemerkt man an dessen Auflodern den entweichenden Sauerstoff. Sowohl das Quecksilber als der Sauerstoff sind luftförmig geworden; das Quecksilber verdichtet sich aber wieder an den kalten Wänden des Glases, während der Sauerstoff gasförmig entweicht.

Man erhitze dagegen Quecksilber in der Kochflasche mit aufgesetztem Kork und Glasrohr längere Zeit auf dem Sandbade bis nahe an den Siedepunkt des Metalls, so wird es sich allmählich mit einem braunen Pulver, HgO, bedecken. Also selbst das edle Metall nimmt bei gewisser Temperatur Sauerstoff auf, trennt sich aber bei wenig gesteigerter Hitze wieder von demselben, weil es selbst flüchtig wird.

Eine Abscheidung des Sauerstoffs von einem Körper, ganz oder auch nur theilweise, heißt **Desoxydation**.

Wie viel g Hg geben 378 g HgO?

29. Entwickelung einer größern Menge Sauerstoff.

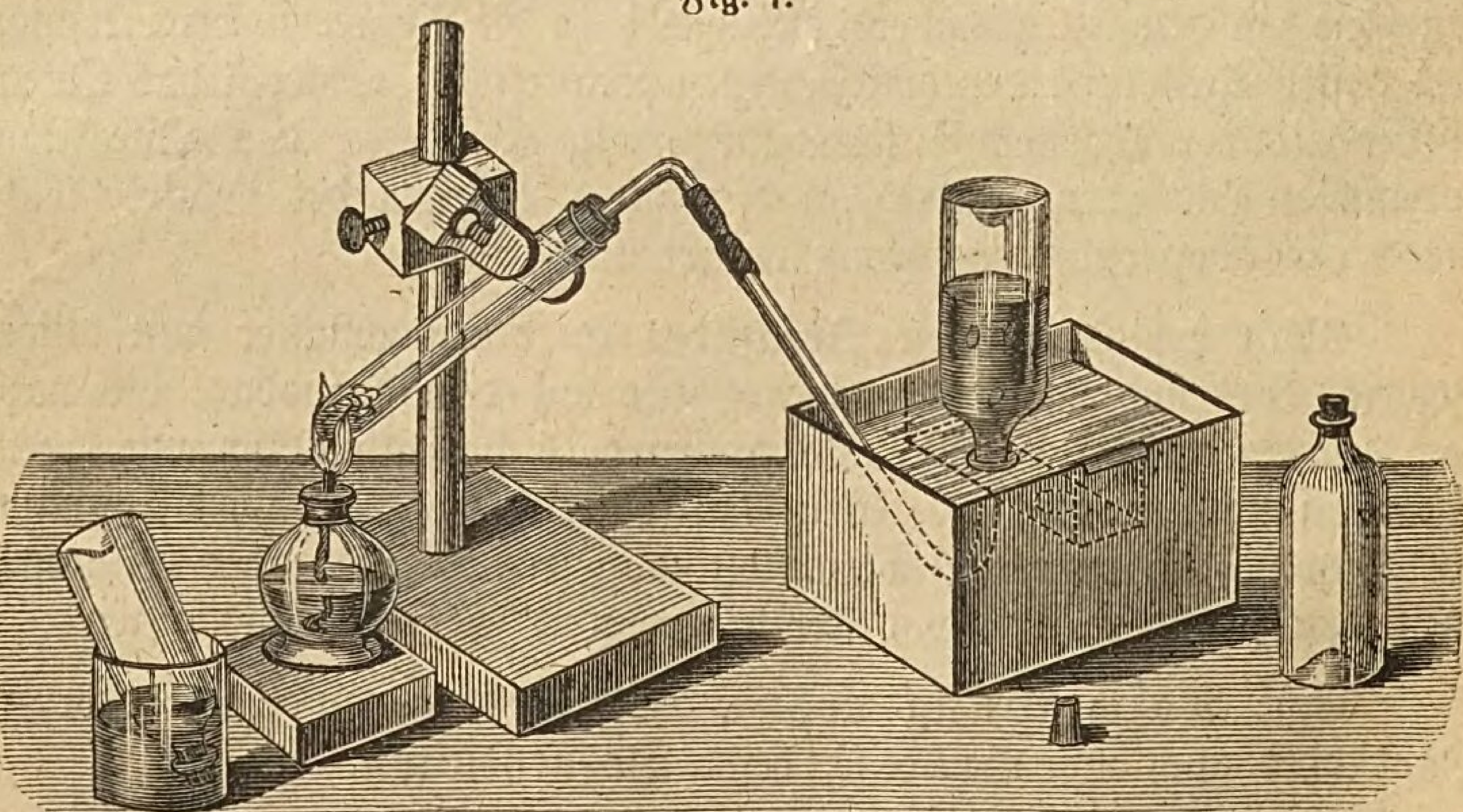
Rhalter, pneum. Wanne, Pbgl. m. Pfr. u. Glr., L., 4—6 Mdgl., Korkpfr., Chlorf., Kali, Braunstein, Brunnenwasser.

Dazu könnte auch rothes Quecksilberoxyd dienen, indeß läßt das O sich leichter und wohlfeiler aus chlorsaurem Kali darstellen. Dies ist ein Salz der Chlorsäure, $HClO_3$, deren Wasserstoff durch das einwerthige Metall Kalium, K, ersetzt ist. Nun hat aber das Chlor nicht große Verwandtschaft zum Sauerstoff, dagegen große Neigung, sich unmittelbar mit dem Kalium, K, zu verbinden, daher wird beim Erhitzen sämmtlicher Sauerstoff, im ganzen also 3 Atome O frei, während Chlorkalium, KCl, zurückbleibt.

Der Versuch hat freilich für den Anfänger etwas Schwierigkeit, aber er ist zu lehrreich und zu interessant, um ihn zu übergehen. Man muß sich dazu einen umsichtigen Gehülfen anwerben, der das Auffangen des Sauerstoffs in die dazu bestimmten Gläser besorgt, während man selbst die Lampe regulirt. Der Versuch muß erst eingeübt werden.

Den ganzen Apparat stellt man so auf, wie Fig. 7 zeigt. Man nehme ein weites Probirglas (für Schulversuche eine Retorte) dazu, fülle es reichlich $2^1/_2$ cm hoch mit chlorsaurem Kali an (6 bis 7 g), auf welches man zur Beschleunigung und größeren Regelmäßigkeit der Entwickelung etwa $^1/_8$ so viel gepulverten Braunstein (Nr. 128) schüttet und die Masse durch wenig Schütteln mengt. Man nehme den besten Pfropfen dazu und sorge dafür, daß er sowohl am Glase, als an der Röhre völlig luftdicht schließt.

Fig. 7.



Zum Auffangen des Gases suche man sich vorher etwa 4—5 Medicingläser gewöhnlicher Größe, aber mit möglichst großen Oeffnungen und dazu passende Pfropfen aus; die Gläser werden vorher mit Wasser ganz gefüllt, der Daumen auf die Oeffnung gesetzt und dann über Kopf ins Wasser der Wanne gestellt, s. Nr. 19. Ist ein Medicinglas mit Gas beinahe gefüllt, so wird es vom Steg genommen, ein anderes darauf gesetzt, das heruntergenommene unter Wasser zugepfropft und dann auf den Kopf in ein wenig Wasser enthaltendes Trinkglas gestellt. Man nimmt die Flasche herunter, wenn das Wasser noch fast einen Finger breit hoch darin steht, damit auch das Wasser mit als Verschluß diene.

Bevor aber ein Glas auf die Brücke gestellt wird, setze man die Lampe mit geringer Flamme etwas seitwärts unter das Probirglas. Sofort muß das Entwickelungsrohr in der Wanne einige Luftblasen ausgeben, s. Nr. 22. Die Flamme wird langsam etwas seitwärts unter dem Glase herumgeführt und nur nach und nach durch Hebung des Dochtes so weit verstärkt, als die gleichmäßige Entwickelung erfordert, und erst gegen das Ende der Entwickelung wendet man die größte Stärke der Flamme an.

Nachdem man die ersten Bläschen aus dem Entwickelungsrohr (dessen Mündung nicht tiefer ins Wasser getaucht sein muß, als die Brücke dies erfordert) hat entweichen lassen, und dafür gesorgt hat, daß dieselben genau durch die Oeffnung der Brücke gehen, hebe man das erste Glas so sorgfältig darüber, daß die Mündung desselben unter Wasser bleibt, und kann dann die Flamme so stark machen, daß die Sauerstoffbläschen einander etwas schnell folgen. Sollte aber die Entwickelung gestört werden und die Luft im Glase sich ein wenig abkühlen, so würde ein Zurücksteigen der Flüssigkeit, s. Nr. 22, und ein Zerplatzen des Glases unvermeidlich sein. Um das zu verhüten, muß man dem Flackern der Flamme vorbeugen und kann den Raum hinter der Lampe mit einigen Brettchen, deren man häufig besonders zu Unterlagen bedarf, umstellen; auch muß man sie nicht in die Nähe eines Fensters stellen. Sollte das Zurücksteigen wirklich beginnen, so muß man den Kautschukschlauch zusammenkneifen und erst wieder loslassen, nachdem man das Entwickelungsrohr losgemacht hat. Man beendige den Proceß genau nach Nr. 22.

Hat man keinen Braunstein beigemengt, so schmilzt nach einiger Zeit das $KClO_3$ und scheint zu kochen. Es ist dies aber nicht der gewöhnliche physikalische Vorgang des Kochens, nach welchem die Flüssigkeit selbst sich in Dampf verwandelt, sondern ein chemischer, indem bloß der freigewordene Sauerstoff sich abscheidet. Sind dann einige Gläser mit Sauerstoff gefüllt, so bemerkt man, daß in dem Probirglase die Flüssigkeit sich vermindert, aber eben oberhalb der-

selben sich ein weißer, fester Körper rundum ansetzt. Dieser besteht größtentheils aus der neu entstehenden Verbindung von Chlorkalium, KCl, und bekommt dadurch einen viel höheren Schmelzpunkt, als das chlorsaure Kali. Anfangs gelingt es, mit der Flamme diesen Körper von den Seitenwänden niederzuschmelzen, nachher aber droht derselbe das Glas ganz zu verschließen. Sobald diese Gefahr da ist, hebe man den Retortenhalter mit Probirglas und Entwickelungsrohr weg, sonst macht der nun noch zu entwickelnde Sauerstoff sich durch den weich werdenden Boden des Probirglases einen Ausweg, oder das Glas platzt.

Beim Kaltwerden zieht das Chlorkalium sich gewöhnlich so viel zusammen, daß es ganz aus dem Probirglase heraus kann, sonst löse man es durch Wasser auf, hebe aber Rückstand oder Lösung für Nr. 85 auf.

Welcher Gewichtstheil des chlorsauren Kali ist Sauerstoff? Die Verbindungsgewichte — siehe Tabelle I. — sind K = 39, Cl = 35,5, O_3 = 48, Summe 122,5; wird aller Sauerstoff ausgetrieben, so muß, wenn das $KClO_3$ rein war, das zurückbleibende KCl 74,5 Gew.-Theile betragen, und 122,5 dkg $KClO_3$ müssen 48 dkg O geben. 1 g Luft mißt 773 ccm, s. Allg. I., Sauerstoff ist 1,1 mal so dicht, s. ebendaselbst, 1 g Sauerstoff mißt also 703 ccm 48 dkg = 4,8 g Sauerstoff, also 3374,4 ccm oder reichlich $3^1/_3$ Liter. Aus 60—70 dkg = 6—7 g $KClO_3$ wird man also schon eine hinreichende Menge Sauerstoff erhalten.

30. Prüfung des Sauerstoffs.

[Holzspan, Kalkwasser.

Hat es sich etwa so gefügt, daß in das letzte Glas nur wenig Sauerstoff gekommen ist, so wende man hierzu das einfachste Erkennungsmittel an. Man nehme einen dünnen Holzspan, brenne ihn so weit an, daß beim Ausblasen am Ende noch eine Kohle glimmt, und stecke das glühende Ende nach Abhebung des Pfropfens in den Sauerstoff. Das Hölzchen wird sofort wieder mit lebhafter Flamme brennen. (Ein absolutes Erkennungsmittel ist dies freilich nicht, da auch ein anderes farbloses Gas, Stickstoffoxydul, N_2O, dies bewirkt.)

Daß nach Nr. 23—25 hierdurch auch Kohlensäure gebildet worden ist, kann man auf folgende Art nachweisen. Man setze, nachdem ein Holzspan nicht mehr im Glase brennen will, den Finger auf die Oeffnung des Glases und schüttele das Wasser eine Zeitlang, so nimmt es die Kohlensäure in sich auf und es entsteht ein luftverdünnter Raum über dem Wasser, was man deutlich merkt, wenn man den Finger wieder aufhebt. Darauf gieße man ein wenig Kalkwasser,

s. Nr. 4, hinzu. Der im Kalkwasser enthaltene Kalk ist eine Basis und giebt sein Metall sofort an die Kohlensäure ab, dadurch entsteht eine unlösliche Verbindung und trübt das Wasser.

Die Hauptversuche aber stelle man mit den vollen Gläsern an und setze die wohlverkorkten Gläser bis dahin über Kopf in die halb gefüllte Wanne; man kann so den Sauerstoff sehr lange aufbewahren. — Die gewöhnlichsten Versuche, wie sie Stöckhardt, Regnault u. A. angeben, sind folgende.

31. Weitere Versuche mit Sauerstoff.

Holzkohle, Draht, Claviersaite, Kreide, Schwefelfaden, Pbp., Kalkw., Feuerschw., Phosph., Eisendraht, L., Kork.

1. Man schneide sich ein längliches Stück Holzkohle so zurecht, daß es leicht in eins der mit Sauerstoff gefüllten Gläser hineingeht, umwickele es an einem Ende mit einem ausgeglühten Eisendraht, der etwas dicker als Claviersaiten ist, so daß es daran festsitzt, bringe das andere Ende der Kohle über der Lampe ein wenig ins Glühen und halte sie in eins der Gläser etwa ein Drittel von unten. (Bei allen vier Versuchen darf das Glas während des Brennens nicht zugepfropft werden.) Die Kohle wird lebhaft und mit sehr schönem Licht verbrennen. Sie hat sich mit dem Sauerstoff zu CO_2, Kohlensäure, verbunden. Hält man nun einen Streifen feuchtes Lackmuspapier hinein, so wird es durch die entstehende Säure $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$, eigentliche Kohlensäure, geröthet. Schüttelt man das Glas, während man es mit dem Finger zuhält, einige Zeit, so wird die meiste Kohlensäure sich mit dem Wasser verbinden und das Glas vielleicht am Finger hängen bleiben, s. Nr. 30. Noch leichter geschieht dies, wenn man etwas Kalkwasser hineingießt, den Finger schnell aufsetzt und schüttelt, weil dann die Kohlensäure durch den Kalk zu einem festen Körper wird und sehr wenig Raum einnimmt.

2. Man wickele eine stählerne Claviersaite mittlerer Dicke (etwa Nr. 1 oder 2) um einen Griffel oder dicken Metalldraht 20—30mal herum, schiebe die Spirale vom Stift ab, ziehe sie eine Kleinigkeit in die Länge, daß die Windungen sich nicht ganz berühren, stecke das andere Ende durch ein Querhölzchen, befestige am untern Ende der Spirale ein Stückchen Feuerschwamm, zünde ihn an und hänge die Spirale in ein Glas mit Sauerstoff. Der Schwamm brennt so heftig, daß er das Ende des Drahts glühend macht, und dieser brennt nun von selbst weiter unter lebhaftem Funkensprühen. Sollte der Draht, vielleicht weil er reichlich dick war, sich das erste Mal nicht entzünden, so kann man doch mit demselben Glase den Versuch wiederholen. Das Eisen, Fe, verbindet sich dabei mit dem Sauerstoff zu

FeO, Eisenoxydul, genauer: zu $FeO + Fe_2O_3$ Eisenoxyduloxyd, demselben Körper, der in der Schmiede vom Eisen abspringt und Hammerschlag genannt wird. Hier aber schmilzt er von der Hitze und die geschmolzenen Tropfen schmelzen sich ungeachtet des Wassers in das Glas ein, das davon Risse bekommt. (Will man das Glas nicht preisgeben, so muß man zuvor so viel Sand hineinschütten, daß der Boden bedeckt ist, wodurch man natürlich Sauerstoff verliert.)

3. Man stecke einen am Ende rechtwinklig umgebogenen Eisendraht von der Dicke einer feinen Stricknadel seitwärts in einen Kork, der willig durch die Mündung des Glases geht, höhle den Kork oben napfförmig aus und lege ein Stückchen Phosphor (den man nicht mit den Fingern anfassen darf, sondern mit einem spitzen Körper aufspießt, in einem Schälchen unter Wasser zerschneidet, s. Nr. 63) kaum von der Größe einer halben Erbse auf das Näpfchen, mache das Ende eines andern Drahts heiß, hebe dann erst den Pfropfen vom Sauerstoff, stecke das Näpfchen mit dem Phosphor hinein und berühre ihn mit dem heißen Draht. Der Phosphor verbrennt mit einem außerordentlichen Glanze, wobei das Glas sich mit weißen Dämpfen füllt. Man verpfropfe nun das Glas neben dem Draht und wird dann wahrnehmen, daß der weiße Dampf sich nach kurzer Zeit verliert. Er besteht aus Phosphorsäure-Anhydrid, P_2O_5, indem sich beim Verbrennen des Phosphors 2 Verb.-Gew. P mit 5 Verb.-Gew. O vereinigt haben, und schwebt anfänglich als ein feiner, fester Körper in der Luft umher, wird aber alsbald vom Wasser begierig aufgenommen, mit demselben eine farblose Lösung bildend, $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$, eigentliche Phosphorsäure. Tunkt man in diese Lösung ein blaues Probirpapier, so wird es durch die darin enthaltene Phosphorsäure geröthet.

Nimmt man den Draht aus dem Glase heraus, so muß man wegen des vielleicht noch unverbrannten Phosphors vorsichtig sein. Man wird aber gewöhnlich auf dem Näpfchen einen rothen Körper finden, der aus unvollständig verbranntem Phosphor, P_4O besteht, den man früher als eine besondere Oxydationsstufe des Phosphors annahm und Phosphoroxyd nannte, jetzt aber als ein Gemenge von Phosphor mit einer höheren Sauerstoff-Verbindung desselben, der sog. unterphosphorigen Säure, erkannt hat.

4. Hat man noch ein viertes Glas, so nehme man damit eine Schwefelverbrennung vor. Auch hier wird man über den schönen bläulichen Glanz erstaunen, der zwar nicht dem Glanze des Phosphorlichtes gleichkommt, dafür aber auch nicht durch einen weißen Dampf umhüllt wird. Man überziehe ein von P befreites Reibzündhölzchen stark mit Schwefel, befestige es am freien Ende an einem nicht ganz dünnen Eisendraht so, daß es neben demselben wie ein

Schwefellicht in die Höhe steht, halte den Draht so, daß es fast bis an das Wasser im Glase reicht, zünde es vor dem Einstecken ins Glas oben an u. s. w. Der Schwefel, S, verbindet sich mit 2 V.=Gew. Sauerstoff zu schwefliger Säure, SO_2, die luftförmig ist und einen stechenden Geruch hat, den Jeder kennt. Durch Schütteln läßt sie sich größtentheils in das Wasser aufnehmen; gießt man Kalkwasser hinzu, so verschwindet der stechende Geruch, es giebt der Kalk, CaH_2O_2 seine Basis für den Wasserstoff der schwefligen Säure $H_2 SO_3$ ab, wodurch schwefligsaurer Kalk und Wasser entsteht. Formel? Diese schwer lösliche Verbindung bildet mit wenig Wasser eine Trübung, löst sich aber in vielem Wasser auf.

Die schweflige Säure ist zu unterscheiden von der Schwefelsäure, s. Nr. 55.

32. Stöchiometrisches.

Zur Uebung, nicht zum Ueberschlagen.

In welchem Verhältniß hat sich nun in diesen vier Versuchen der Sauerstoff mit den andern Elementen verbunden? Man sehe Allgem. I. und III. — 2 × 16 Gew.=Th. Sauerstoff mit 12 Gew.=Th. Kohle zu Kohlensäure=Anhydrid; 16 Gew.=Th. Sauerstoff mit 56 Gew.=Th. Eisen zu Eisenoxydul, daneben 3 × 16 Gew.=Th. Sauerstoff mit 2 × 56 Gew.=Th. Eisen zu Eisenoxyd; 5 × 16 Gew.=Th. Sauerstoff mit 2 × 31 Gew.=Th. Phosphor zu Phosphorsäure=Anhydrid; 2 × 16 Gew.=Th. Sauerstoff mit 32 Gew.=Th. Schwefel zu schwefliger Säure (Schwefligsäure=Anhydrid). Dies sind nicht die einzigen möglichen Verhältnisse, worin sich diese Körper mit Sauerstoff verbinden, aber den sonst möglichen Verbindungen liegen dieselben Zahlen, die man **Verbindungs=Gewichte (Atomgewichte)** nennt, zu Grunde. So hat man außer CO_2 auch die Verbindung CO, Kohlenoxydgas — 1 V.=Gew. (Atom) Kohle und 1 V.=Gew. (Atom) Sauerstoff — und die Verbindung C_2O_3, Oxalsäure=Anhydrid — 2 V.=Gew. Kohle und 3 V.=Gew. Sauerstoff. Außer FeO und Fe_2O_3 hat man auch die Verbindung FeO_3, Eisensäure=Anhydrid, außer P_2O_5 auch P_2O_3 phosphorige Säure (Phosphorigsäure=Anhydrid) und P_2O Unterphosphorigsäure=Anhydrid u. s. w. In allen diesen Beispielen bedeutet, wie immer, das chemische Zeichen zugleich die Zahl, die das Verb.=Gew. (Atomgewicht) angiebt, also O nicht bloß Sauerstoff, sondern 16 Gew.=Th. davon, $O_2 = 32$ Gew.=Th. Sauerstoff ꝛc. Nur nach diesen Gewichtstheilen oder deren Mehrfachen verbinden Stoffe sich chemisch. Diese in den Verbindungen vorkommenden Vielfachen des Verbindungsgewichts heißen nach

Dalton: **multiple Proportionen**. Die Lehre von diesen Verhältnissen nach Maß und Gewicht, in denen die chemischen Verbindungen erfolgen, heißt die **Stöchiometrie**, von dem griech. stoicheia = Grundstoffe und metr. = messen. S. III.

Gesetzt, es hätten sich in jedem Glase 4 dcg Sauerstoff im ersten Glase mit C zu CO_2, im zweiten mit Fe zu FeO, im dritten mit P_2 zu P_2O_5, im vierten mit S zu SO_2 verbunden, wie viel würde jede dieser Verbindungen wiegen? (Alle vier zus. = 38,6 dcg.)

Allgemeines III, chemische Gesetze, ist nachzulesen und namentlich 4 und 5 einzuprägen.

2. Wasserstoff (Hydrogenium).*)

33. Wasserstoff.

Eisenspäne (Eisenfeile), Trichterrohr, kl. Pbgl., Mdgl. m. Pfr. u. Glr., L., W., Schwefels., Tuch.

Man fülle in ein Medicinglas einen Eßlöffel voll Eisenspäne, s. Nr. 15**), gieße so viel Wasser zu, daß es 2—3 Finger breit darüber steht, durchbohre den Pfropfen und schiebe ein kurzes Stück vom Rohr einer thönernen Pfeife oder ein enges, nicht dünnwandiges Glasrohr so hindurch, daß es eben ins Glas hineinreicht. Schließt der Pfropfen luftdicht, so gieße man nach und nach so viel Schwefelsäure in das Glas, daß die Flüssigkeit um einen halben Finger breit steigt und setze dann den Pfropfen auf. Die Mischung wird sich erhitzen, es werden Luftblasen aus der Flüssigkeit aufsteigen und sich zunächst mit der im Glase enthaltenen atmosphärischen Luft zu einem sehr leicht explodirenden Gemenge mischen (Knallgas s. Nr. 34). Nach und nach wird dies Gemenge (Knallgas) von dem

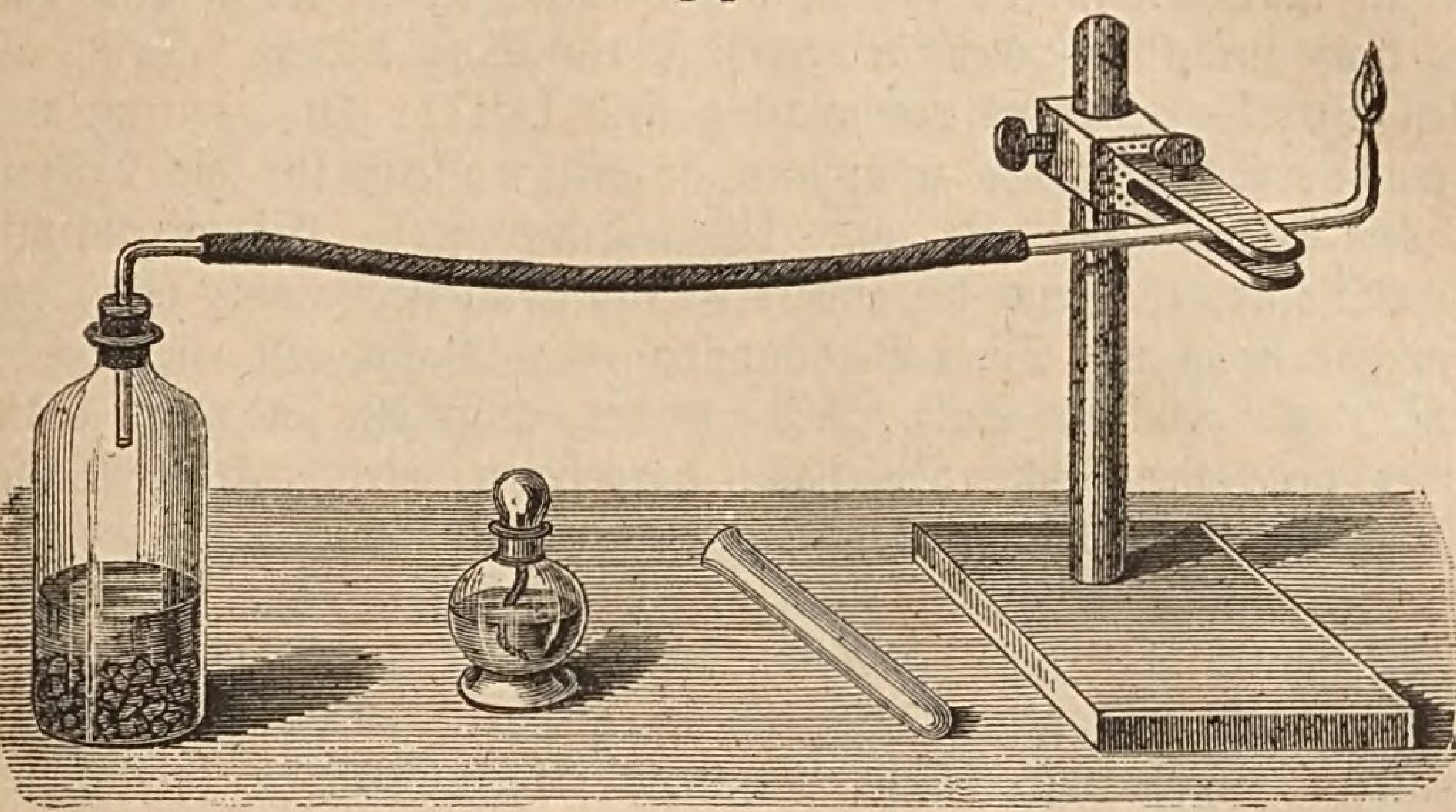
*) Von dem griech. hydor = Wasser und gen. = erzeugen.

**) Nimmt man Eisenfeile, so wird oft die Entwickelung des Gases so heftig, daß das Glas überschäumt. Hat man sich aber schon nach Nr. 17 Röhrentrichter gemacht, so nehme man einen Löffel voll Eisenfeile mit Wasser übergossen, und lasse die Schwefelsäure erst ganz weg. Nachdem man dann mit dem doppelt durchbohrten Korke das Glas luftdicht verschlossen hat, so daß das Trichterrohr bis ins Wasser reicht, das andere aber nur eben durch den Pfropfen geht, gieße man die Schwefelsäure durch das Trichterrohr in so kleinen Portionen nach, daß kein Ueberschäumen möglich ist.

Dem Anfänger ist zu rathen, seine Experimente nicht auf seinen Stubentischen vorzunehmen, die er verderben würde. Er lasse sich ein Brett von 45 cm Breite und 45—85 cm Länge machen, umgeben von einem etwas erhöhten, angenagelten Rande und an den Enden mit Handgriffen (ein hölzernes Theebrett).

nachdringenden Wasserstoffgase hinausgedrängt werden, was in diesem Falle langsamer geschieht, da das Wasserstoffgas, der leichteste aller Körper, $14\frac{1}{2}$ mal so leicht ist, als die atmosphärische Luft. Wenn man das aus dem Rohr ausströmende Gas zu früh anzündet, so ist

Fig. 8.



eine Zerschmetterung des Glases unvermeidlich. Um sicher zu sein, stülpe man über das Entwickelungsrohr, mit der Mündung nach unten, ein recht kleines Probirglas, ziehe es nach kurzer Zeit sehr langsam in die Höhe und verschließe es mit dem Daumen, bis man ein brennendes Zündhölzchen davor hält. Erfolgt nichts, so ist noch sehr wenig Wasserstoff entwickelt, verbrennt der Inhalt mit einem heftig pfeifenden Ton, so ist die Knallgasmischung da. Hat man ein ganz trockenes Probirglas genommen, so zeigen sich an den Wänden desselben häufig ziemlich regelmäßige Ringel von niedergeschlagenen Thautröpfchen. Hieraus darf man schließen, daß die Explosion nicht eine einzige gewesen ist, sondern aus vielen kleinen Verpuffungen nach einander bestanden hat; das bestätigt auch der gehörte pfeifende Ton. Auf regelmäßig hintereinander erfolgende Explosionen ist auch das dumpfe Tönen von Locomotiven und anderen Dampfmaschinen, von Stubenöfen, das Singen von Flammen, bes. Gasflammen zurückzuführen. Man wiederhole den Versuch, blase aber *jedesmal* vorher ein wenig ins Probirgläschen, um die oft in demselben sich haltende Flamme zu entfernen, durch welche man sonst gerade die Explosion *herbeiführen* kann! Wenn dann zuletzt der Inhalt des Probirgläschens sich ohne pfeifenden Ton, höchstens mit einem leisen Puff entzündet, so ist man sicher. Auch kann man zur Sicherung ein Tuch um das Entwickelungsglas legen. Man zünde nun das Gas an der Spitze des Rohrs an; es wird mit einer kleinen, wenig leuchtenden Flamme brennen, die aber viel Hitze entwickelt.

Das Gas ist Wasserstoff, H, und hat sich auf folgende Art entwickelt. Die Metalle, die das Wasser bei höherer Temperatur zersetzen, wie z. B. Eisen, vermögen schon bei gewöhnlicher Temperatur aus gewissen Säuren, z. B. Schwefelsäure H_2SO_4 den Wasserstoff frei zu machen, indem sie an die Stelle desselben treten und dann mit dem zurückbleibenden Säure-Rest ein Salz bilden. Trifft also Eisen Fe, — welches zweiwerthig ist, s. III; 10, — mit verdünnter Schwefelsäure zusammen, so tritt dasselbe für die 2 Atome H der Schwefelsäure ein und bildet Eisenvitriol, Eisenoxydulsulfat + x Wasser, während die ausgetriebenen Wasserstoffatome (H_2) gasförmig entweichen. Die Verdünnung mit Wasser ist nothwendig, damit das gebildete Salz gleich wieder aufgelöst und der Säure immer neue metallische Oberfläche dargeboten wird. Fehlt Wasser, so kann die Entwickelung trotz Säurezusatz aufhören.

Berechnung der Ausbeute an Wasserstoff: Die gewöhnliche Schwefelsäure, H_2SO_4, — Moleculargewicht: $2 + 32 + 64 = 98$ — giebt $2 H = 2$ gegen $1 Fe = 56$ ab. Also 98 g Schwefelsäure geben 2 g Wasserstoff. Nun wiegt 1 l H 0,0896 g, folglich sind $2 g H = 22,3 l$.

34. Knallluft (Knallgas).

Außer Vorigem, Seifenwasser, Obertasse.

Man entwickele nach voriger Nummer aufs neue Wasserstoffgas, setze ein Entwickelungsrohr wie in Fig. 7 aufs Glas, leite es sofort, während noch atmosphärische Luft im Glase ist, in eine Obertasse halb voll starkem Seifenwasser und zünde dann nach Entfernung des Entwickelungsrohrs, dem man mit der Flamme nicht zu nahe kommen darf, die darauf entstandenen Seifenblasen an; sie werden, sobald die rechte Mischung der Gase da ist, explodiren.

Man setze den Versuch so lange fort, bis nur Wasserstoff in den Blasen ist, er wird dann nicht mehr explodiren, weil nur an der Oberfläche des Gases Sauerstoff vorhanden ist. Ist aber der Wasserstoff in den Blasen mit atmosphärischer Luft, also auch mit Sauerstoff vermischt, so ist die Bedingung des Brennens in der ganzen Mischung vorhanden und es bedarf nur des Anzündens, damit die Verbindung bei der großen Verwandtschaft beider Elemente zu einander in der ganzen Masse plötzlich geschehe. In gewöhnlicher Temperatur verbinden sie sich nicht; H hat also in der Kälte wenig Verwandtschaft zum O, in der Hitze aber eine sehr große. Das Product ist auch hier Wasserdampf, der Hitze wegen in außerordentlich großer Ausdehnung.

Genau genommen ist Knallgas eine Mischung von einem

Raumtheil — Gewicht = 16 — Sauerstoff und zwei Raumtheilen — Gewicht = 2 — Wasserstoff, weil sich die beiden Elemente gerade in diesem Verhältniß zu Wasser verbinden, s. I, III 4 u. IV 3. Jede 18 Pfund Wasser enthalten 16 Pfund Sauerstoff und 2 Pfund Wasserstoff. Nimmt man aber, wie in diesem Versuch, statt Sauerstoff atmosphärische Luft, so ist nur der Theil hier wirksam, der Sauerstoff ist, also $^1/_5$ der Menge, und man wird die stärksten Explosionen dann haben, wenn dem Maße nach auf 2 Theile H 5 Theile atmosphärische Luft kommen, von welchen nur 1 Theil O, dagegen 4 Theile Stickstoff sind, die sich, außer daß sie stark erhitzt und dadurch ausgedehnt werden, bei dem Processe nicht betheiligen.

Füllt man zwei Gasometer, einen mit Wasserstoff, einen mit Sauerstoff, läßt beide Gase beim Ausströmen sich an der Mündung der Röhren in dem richtigen Verhältniß mischen (durch den Daniellschen Hahn) und zündet diesen Gasstrom an, so hat man das Knallgasgebläse, durch welches man selbst Platin und Thonerde schmelzen und Eisen unter Funkensprühen verbrennen kann. Auch braucht man dasselbe beim Hydrooxygengas-Mikroskop. Die außerordentliche Helligkeit wird dann durch ein Stück Kalk hervorgebracht, das man in die Flamme setzt und dadurch glühend macht. Drummondsches Kalklicht.

35. Döbereinersche Zündmaschine.

Sie besteht bekanntlich aus einem Gefäß, ungefähr wie ein großes Bierglas, auf welchem ein Deckel liegt, an den ein mit der Mündung dem Boden des großen Gefäßes nahe stehendes Glas befestigt ist, welches auch nach oben durch den Deckel hindurch eine kleine Oeffnung hat, die durch einen Hahn verschlossen ist. Im innern Gefäß hängt an einem Kupferdraht ein Stück Zink, fast bis zur Mündung hinab. Das weite Gefäß wird mit Wasser, dem $^1/_5$ — $^1/_{10}$ Schwefelsäure (dem Gewicht nach) hinzugefügt wird, gefüllt, gegen welche Füllung das Zink im innern Glase zuerst durch die es umgebende Luft geschützt ist. Oeffnet man nun aber den Hahn auf dem Deckel, so entweicht die atmosphärische Luft, die verdünnte Säure tritt von unten an das Zink und wirkt darauf gerade eben so, wie in Nr. 33 auf das Eisen. 65 Gew.-Th., des zweiwerthigen Zinks, Zn, treten für 2 Atome H der Schwefelsäure ein und bilden mit dem Säurerest Zinkvitriol, $ZnSO_4$ — Mol.-Gew.: $65 + 32 + 64 = 161$ —, welcher sich in dem vorhandenen Wasser löst, während der Wasserstoff frei wird. Dieser steigt in dem inneren Gefäß in die Höhe, und verdrängt alle verdünnte Säure aus demselben; sobald diese dann das Zink nicht mehr berührt, hört die Gasentwickelung auf. Da aber noch ein Theil des innern Glases atmospärische Luft enthielt, so hat man jetzt

Knallgas, das man ja nicht anzünden darf. Man setzt vor den Platinschwamm ein Kartenblatt und entläßt durch den Hahn noch etwa zweimal die Luft aus dem innern Glase so vollständig als möglich, dann kann man, je nachdem das innere Glas höher oder tiefer von der Flüssigkeit gefüllt wurde, sicher sein, daß keine Explosion erfolgt. (Vorsicht wie in Nr. 33.) Läßt man nun das Wasserstoffgas auf den Platinschwamm strömen, so wird er glühend und entzündet das Gas. Der Platinschwamm ist nämlich äußerst fein vertheiltes Platin, das, wie alle poröse Körper, in seinen Poren eine Menge Wasserstoffgas so schnell verdichtet und mit dem schon darin verdichteten Sauerstoffgas in so enge Berührung bringt, daß eine Erhitzung und Entzündung des H erfolgt. Hat der Apparat längere Zeit unbenutzt gestanden, so hat der Platinschwamm durch Verdichtung anderer Gase die Fähigkeit Wasserstoff bis zur Erhitzung zu verdichten verloren, erhält diese aber durch Ausglühen wieder, was man einfach mit dem entzündeten Wasserstoffstrom vornehmen kann. — Als Zündmaschine ist dieser Apparat bereits überflügelt, man hat aber durch denselben stets H vorräthig.

Wie viel g Zn braucht man zu 7 l H? Wie viel Fe? — zus. 37,8 g.

36. Wasser. Hydrate. (Hydroxyde.)

Wie 33, Mdgl. od. Bierglas, Soda, Löffel, L.

Man richte sich den Apparat von Nummer 33 oder nach Fig. 16 her. Während nun der Wasserstoff über der thönernen Röhre brennt, d. h. sich mit O verbindet, schiebe man ein kaltes, inwendig trockenes Medicinglas oder Bierglas darüber, so daß die Flamme darin brennt. Das Glas wird sehr bald inwendig beschlagen; es ist das durch die Verbrennung erzeugte Wasser, H_2O, das sich an die kalten Wände des Glases ansetzt. Man kann also das Wasser als ein Verbrennungsproduct ansehen und muß es zu den Oxyden rechnen, nennt es chemisch auch wohl Wasserstoffoxyd.

Wie schon in Nr. 27 gesagt ist, gehört das Wasser zu den indifferenten (neutralen) Oxyden, die weder Säuren noch Basen bilden. Wohl aber wird es von beiden Oxyden, dem basisbildenden und dem Säureanhydrid begierig und unter heftiger Erhitzung ergriffen und festgehalten, um mit ihnen Basen und Säuren zu bilden. Man nennt diese, besonders die Basen, deshalb Hydrate oder Hydroxyde, das chemisch gebundene Wasser Hydratwasser. Beispiel: $CaO + H_2O = CaH_2O_2$. Calcyumoxyd + Wasser = Calciumhydroxyd.

Außerdem nehmen viele Körper bei ihrer Krystallisation

auch noch Wasser auf, welches von ihnen mehr oder weniger festgehalten wird und mit dessen Verlust sie zwar sonst nicht ihre Bestandtheile, aber meistens ihre Farbe, Form, ihren Zusammenhang ändern. So wird der blaue Vitriol hellblau, wenn er, wie das oft vorkommt, auf der Oberfläche sein Krystallwasser verliert; Soda, Glaubersalz zerfällt in solchem Fall zu Pulver. Man nennt dies verwittern. — Man lege ein Stückchen krystallinische Soda in einen Löffel und halte ihn über die Spritlampe; die Soda schmilzt in ihrem Krystallwasser, bis es verdampft ist. In der Regel weicht das Krystallwasser bei 100° C., das Hydratwasser meistens aber noch lange nicht, oft nicht einmal in der Glühhitze, Nr. 81.

Mancher Körper zieht das Wasser sehr begierig schon aus der Luft an, z. B. Schwefelsäure, Pottasche, Chlorcalcium. Nr. 56, Versuch 2. Solche Körper nennt man hygroskopische. Viele unter ihnen zerfließen dann.

Wie viel g H und O enthält 1 cdcm. Wasser? S. I. (1000.)

---

3. Stickstoff (Nitrogenium).*)

37. Stickstoff.

L., Schale m. W., Glashafen, Mdgl. (Bouteille, Eisenvitriol, Pfr., Glr., Kautschukrohr mit Klemmen, Kalilauge).

Man setze die Spritlampe in eine flache Waschschale, gieße in letztere um die Lampe bis eben über den Bauch Wasser, mache die Flamme äußerst klein und stülpe über das Ganze einen Glashafen oder ein großes Bierglas. Nach kurzer Zeit erlischt die Flamme, aber die Luft im Glase ist noch durch die Wärme ausgedehnt, auch besteht ein Theil derselben aus Kohlensäure und Wasserdampf. Nach einiger Zeit wird die Luft abgekühlt und Dampf und Kohlensäure werden vom Wasser aufgesogen, letztere schneller, wenn man dem Wasser ein wenig gelöschten Kalk zugesetzt hat. Das Wasser steigt dabei sehr merklich ins Glas.

Im Glase war über dem Wasser atmosphärische Luft, nämlich $^4/_5$ N, $^1/_5$ O, s. Nr. 23. Der Sprit besteht aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, C_2H_6O, nebst Wasser. Beim Verbrennen nimmt der Sprit oder Weingeist noch 6 O auf, und so werden aus

*) Ableitung von dem griech. nitron = Salpeter und gen. = erzeugen.

2 C, 6 H, und 7 O zwei neue Körper gebildet, 2 CO_2, Kohlensäure und 3 H_2O, Wasser. Der im Glase enthaltene Sauerstoff ist dazu hergegeben worden und der Inhalt des Glases, abgesehen vom dafür eingetretenen Wasser, ist also der zurückgebliebene Stickstoff. In demselben hat die Spritflamme nicht mehr brennen können und ebenso würde auch das Leben erlöschen, wenn man ein Thier hineinsetzte, woher dieses Gas seinen Namen bekommen hat. Der Stickstoff ist an sich freilich gar nicht giftig, wir athmen denselben ja fortwährend ein, er dient als durchaus unschädlicher Stoff so zu sagen zur Verdünnung des Sauerstoffs.

Will man sich genauer überzeugen, daß der in Nr. 23 angegebene Theil der atmosphärischen Luft Sauerstoff ist, so läßt sich das auf folgende Weise ziemlich sicher ausführen. Man gieße in eine gewöhnliche Bouteille von nicht zu dunkelm Glase eine concentrirte Lösung von 10—20 g Eisenvitriol $FeSO_4 + 7 H_2O$, richte einen luftdicht schließenden Pfropfen mit einem etwas starken Glasrohr zu, das eben durch den Pfropfen tritt, aber oberhalb des Pfropfens in einem Kautschukrohr von etwa 1 m Länge, was man auch durch Zusammenfügung kürzerer Enden mittels kurzer Glasröhren herstellen kann, befestigt ist. Man füllt das ganze Rohr mit Wasser und verschließt es vorläufig an beiden Enden mit Klemmen. Dann füllt man noch 5—8 g Aetzkali oder 25—40 g Aetzkalilauge in die Flasche, versieht sie mit dem Pfropfen, bringt das andere Ende des Kautschukrohres sicher in ein Gefäß unter Wasser, bezeichnet an der Flasche die Oberfläche der darin befindlichen Flüssigkeit genau durch einen Strich und befreit den Schlauch von den Klemmen, ohne das andere Ende, an welches am besten ein Gewicht gehängt wird, aus dem Wasser zu nehmen. Da nun das Eisen ein unlösliches Hydroxyd bildet, so tauscht es mit dem Metall K der Base den Platz — 1 Fe für 2 K, s. III. 10 —, und es tritt folgende Umsetzung ein:

$$FeSO_4 + 2 KHO = FeH_2O_2 + K_2SO_4.$$

Das Eisenoxydulhydrat hat nun aber eine so große Verwandtschaft zu dem Sauerstoff, daß es beim Schütteln der Flasche der darin befindlichen Luft nach und nach den Sauerstoff entzieht, so daß durch Aufnahme eines Atoms O und eines Molecüls H_2O aus 2 FeH_2O_2 Eisenoxydhydrat, $Fe_2H_6O_6$, wird, wobei die dunkelgrüne Farbe in braun übergeht. Bei fortwährendem Schütteln wird zuletzt aller Sauerstoff absorbirt und der von demselben eingenommene Raum muß sich durch das Rohr mit Wasser füllen. Merkt man, daß bei fortgesetztem Schütteln kein Wasser mehr in die Flasche eintritt, so bezeichnet man wieder die Höhe der Flüssigkeit durch einen Strich an der Flasche. Was nun noch über dem Wasser sich befindet, ist Stickstoff. Man kann jetzt die Flasche entleeren, sie darauf bis an den

Pfropfen mit Wasser füllen, dann erst das Wasser bis zum obersten Strich ausgießen — es bezeichnet die Menge des Stickstoffs —, darauf in ein anderes Gefäß bis zum zweiten Strich — es bezeichnet die Menge des Sauerstoffs —, worauf man das Verhältniß beider Mengen zu einander durch Messen oder Wägen ermittelt. (Verläuft nicht in einer Stunde.)

Sind 10 g Eisenvitriol und 5 g Aetzkali hinreichend? Berechnung: Mol.-Gew. des $FeSO_4 + 7\ H_2O = 278$. 2×278 g absorbiren $10 = 16$ g, also 10 g $= 0{,}29$ g O. Nach Nr. 23 sind 23,3 g O in 100 g atm. Luft, demnach 0,29 g O in 1,245 g Luft $= 1{,}245 \times 773$ ccm, mehr als hinreichend für den Inhalt einer gewöhnlichen Weinflasche = 775 ccm; für eine Bierflasche (unter 500 ccm) würde die Hälfte genügen. — Mol.-Gew. von $2\ KHO = 112$. Zu 278 g Eisenvitriol gehören 112 g Aetzkali, also zu 10 g gehören 4,003 g. Das Exper. verläuft hier schneller und sicherer, wenn man reichlich nimmt.

38. Fortsetzung.

Eisenfeile, Salpeter, Pbgl., Wg., s. Nr. 29.

Man mische 250 g recht feine Eisenfeile und 12,5 g Salpeter gut durcheinander und fülle sie in ein Probirglas, um daraus Stickstoff zu entwickeln. Das weitere Verfahren ist genau so, wie bei der Entwickelung des Sauerstoffs Nr. 29. Man fange auch hier mit schwacher Flamme an. Hat man ein wenig Stickstoff entwickelt, so lasse man es genug sein und halte etwa einen brennenden Span hinein, der sogleich erlöschen wird.

Der chemische Vorgang ist folgender. Salpeter ist salpetersaures Kali, KNO_3. Das Eisen, Fe, hat, wie wir schon in Nr. 26 gesehen haben, und wie man täglich in der Schmiede sehen kann, besonders in der Hitze eine große Neigung, Sauerstoff aufzunehmen. Es ist hier gemischt mit einem Körper, der 3 Verbindungsgewichte Sauerstoff enthält. Nun läßt sich zwar das Kalium, K, seinen Sauerstoff, zu dem es noch größere Verwandtschaft hat, als das Eisen, s. **II.** II. A. a. u. B. a., nicht nehmen, wohl aber der Stickstoff, dessen Verbindungen durchweg nur lose sind. Das Eisen raubt dem Salpeter, der schon bei einfachem Erhitzen ein Drittel seines Sauerstoffs abgeben würde, so viel Sauerstoff, daß der Stickstoff frei wird und auf 2 V.-G. K nur noch 1 V.-G. O kommt. $2\ KNO_3 + 5\ Fe = K_2O + 2\ N + 5\ FeO$.

Während der Sauerstoff sich so ziemlich in alle Stoffe einmischt, so daß er fast in jedem organischen Körper nach dem Aufhören der

Lebenskraft die Zerstörung desselben einleitet, ist der Stickstoff unter den unorganischen Körpern ein seltener Bestandtheil, der sich, wie vorstehender Versuch zeigt, leicht aus seinen Verbindungen ausscheidet, aber schwer neue eingeht. Es lassen sich daher mit ihm in seiner Isolirung wenige Experimente machen. Wer es verstände, bedeutende Mengen von Stickstoff, der in der Atmosphäre in beliebiger Quantität zu haben ist, z. B. zu Düngerstoffen, chemisch zu verbinden, der würde ein Krösus sein, denn Düngerstoffe, die reich an Stickstoff sind, z. B. Guano, Urin (der noch lange nicht genug verwerthet wird), sind bei weitem die kräftigsten; und für Menschen und Thiere sind Nahrungsmittel, die viel Stickstoff enthalten, die nahrhaftesten. Er findet sich in allen Pflanzen und Thieren, in ersteren wenig, in letzteren viel, außerdem besonders in der Salpetersäure, HNO_3, und im Ammoniak, NH_3, und Stoffe, worin diese enthalten sind, gehören zu den kräftigeren Düngemitteln (Chilisalpeter, Guano).

39. Salpetersäure (Scheidewasser).

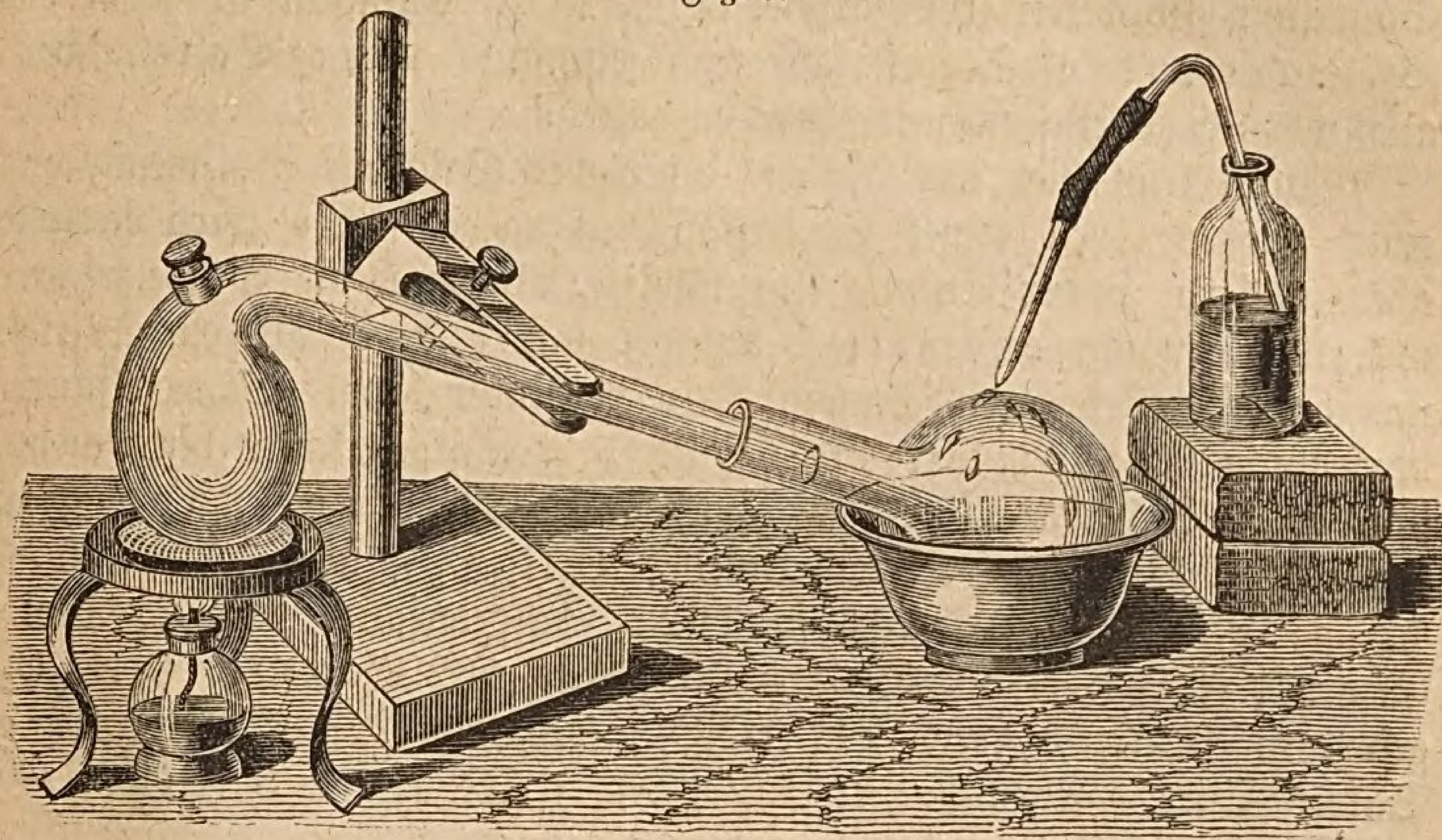
Salpeter, Tss., Salpeters., Schwefels.

Die Salpetersäure, HNO_3, hat dieselben Bestandtheile, wie die atmosphärische Luft, Stickstoff und Sauerstoff, aber in anderen Verhältnissen, dazu aber auch noch Wasserstoff; in der Salpetersäure ist der Stickstoff fast mit 12 mal so viel Sauerstoff vereinigt, wie in der atmosph. Luft, dazu ist die Salpetersäure eine chemische Verbindung, d. h. ihre Bestandtheile bilden bei inniger (chemischer) Anziehung und Durchdringung Einen neuen Körper mit neuen Eigenschaften; die atmosphärische Luft ist bloß ein Gemenge beider Stoffe, d. h. beide Stoffe liegen gemischt durcheinander, ohne durch chemische Verwandtschaft, s. Nr. 15 und 16, zu Einem neuen Körper vereinigt zu sein.

Der Salpeter, KNO_3 (Kalisalpeter), ist ein Salz der Salpetersäure, HNO_3, und diese läßt sich daraus durch die stärkere Schwefelsäure (frei machen) gewinnen. Man zermalme in einer Untertasse ein wenig Salpeter, befähige sich, vermittelst schon vorräthiger Salpetersäure, dieselbe durch den Geruch (den man nur flüchtig wahrnehmen muß) zu erkennen, gieße dann einige Tropfen Schwefelsäure auf den Salpeter, so wird man sich leicht durch den Geruch überzeugen können, daß Salpetersäure frei wird, und als Dampf aufsteigt. Durch dieses Mittel wurde die Salpetersäure früher aus dem Kalisalpeter, jetzt meistens aus dem viel wohlfeileren Natronsalpeter, $NaNO_3$, aus Chili bereitet, indem man Salpeter und Schwefelsäure in eine Retorte bringt, die mit einer abgekühlten Vorlage verbunden

ist (s. Fig. 9), und im Sandbade so viel Hitze giebt, daß die Salpetersäure dampfförmig entweicht, in der Vorlage wird sie durch Abkühlung wieder zu einer tropfbaren Flüssigkeit verdichtet, s. Nr. 82.

Fig. 9.



Die Gewinnung der Salpetersäure geht bei niedrigerer Temperatur und ohne Zersetzung der Säure vor sich, wenn man Salpeter und Schwefelsäure so zusammenbringt, daß nur 1 H der letzteren durch K oder Na ersetzt zu werden braucht. $NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$. Es entsteht saures schwefelsaures Natron und Salpetersäure. Ebenso beim Kalisalpeter. — Scheidewasser, s. Nr. 156. — Also auf 100 g wie viel?

40. Salpetrige Säure.

Salpetersäure, Stärkemehl, Kfl.

Man schütte in eine Kochflasche etwa 1—2 g Stärkemehl, gieße auf letzteres dann etwa 3—5 g concentrirte Salpetersäure und erwärme gelinde über der Spritlampe. Alsbald wird man das Auftreten gelbrother, erstickend riechender Dämpfe wahrnehmen, mit denen sich die Kochflasche anfüllt. Diese Dämpfe sind Salpetrigsäure-Anhydrid, N_2O_3, s. Nr. 27, und bilden sich auf folgende Weise:

Stärkemehl, Amidam, s. Nr. 169, besteht aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, $C_6H_{10}O_5$. Kommt dasselbe mit 6 Verb.-Gew. Salpetersäure, 6 HNO_3, in Berührung, so nimmt es aus derselben 9 V.-G. O auf, und wird in 2 neue Körper umgewandelt, nämlich in Oxalsäure, Kleesäure, 3 $H_2C_2O_4$, und Wasser, 5 H_2O, — s. auch Nr. 47, — während Stickstoffoxyd, 6 NO, zurückbleibt,

welches durch Aufnahme von Sauerstoff aus der Luft sofort zu den erwähnten gelbrothen Dämpfen, des Salpetrigsäure-Anhydrid, N_2O_3, wird, stets aber mit der durch Aufnahme der doppelten Menge Sauerstoff gebildeten Untersalpetersäure, NO_2, vermischt ist. In der sog. rauchenden Salpetersäure ist ebenfalls neben Salpetersäure auch noch diese Untersalpetersäure enthalten.

Man sieht hier wieder, wie bereit der Stickstoff ist, wenigstens einen großen Theil seines Sauerstoffs abzugeben. Er wird dadurch aber insofern in der Chemie sehr nützlich, als man die Salpetersäure als ein Oxydationsmittel benutzen kann, d. h. als ein Mittel, um andere Körper mit Sauerstoff zu verbinden, vgl. Schwefelsäuredarstellung Nr. 55; Nr. 41. Sind 5 g Salpetersäure hinreichend, um 2 g Stärkemehl in der angegebenen Weise vollständig zu zersetzen? Berechnung: Stärkemehl, $C_6H_{10}O_5$, Mol.-Gew.: $6 \times 12 + 10 \times 1 + 5 \times 16 = 162$; Salpetersäure, HNO_3, Mol.-Gew.: $1 + 14 + 3 \times 16 = 63$. Also 162 Gew.-Th. $C_6H_{10}O_5$ erfordern 6×63 Gew.-Th. HNO_3, demnach 2 g Stärke 4,7 g Salpetersäure. Formel: $C_6H_{10}O_5 + 6\ HNO_3 = 3\ H_2C_2O_4 + 5\ HO_2 + 6\ NO$.

41. Wirkungen der Salpetersäure.

Blaues wollenes Tuch, Ammoniak, W. Holz, Feder, Pbgl., Salpetersäure, Indigolösung.

Man bringe auf ein Stück blaues Tuch an zwei verschiedenen Stellen einige Tropfen Salpetersäure; die Stellen nehmen eine gelbröthliche Farbe an. An der einen Stelle läßt man die Salpetersäure darin; sie wird nach mehreren Tagen mürbe. Die andere Stelle neutralisire man sogleich mit Ammoniak und wasche sie aus, so ist bloß die Farbe verändert. Man braucht die Salpetersäure daher, um auf Zeuge gelbliche Figuren zu drucken.

Man bringe einen Tropfen Indigolösung in ein Probirglas, verdünne mit etwas Wasser und erwärme; setzt man nun Salpetersäure hinzu, so tritt fast augenblickliche Entfärbung auf. Selbst auf Zusatz eines Körnchens eines salpetersauren Salzes erfolgt diese Erscheinung, weil die Salpetersäure durch die freie Schwefelsäure des Indigo frei wird. Erkennungsmittel der Salpetersäure!

Man streiche ein wenig Salpetersäure auf glattes, weißes Holz, es wird ebenfalls gelb. Man tauche die Fahne einer weißen Feder in Salpetersäure und lasse sie einige Zeit darin; auf diese Weise beizt man Posen und Schmuckfedern schön gelb. Hat man das Glas mit Salpetersäure durch einen Korkpfropfen verschlossen, was freilich wenig zweckmäßig ist, so wird er auch gelb und mürbe dazu. Ebenso

bekommt man gelbe Flecke an den Händen, wenn HNO_3 darauf kommt. Man braucht daher die Salpetersäure zum Färben und Gelbbeizen.

Diese Wirkungen bestehen immer darin, daß die Salpetersäure durch Abgabe von Sauerstoff, s. Nr. 40, organische Stoffe und Farben verwandelt und sich auch wohl damit verbindet, wobei zuerst die Oberfläche, also die Farbe, dann aber auch der Stoff selbst zersetzt wird.

---

4. Kohlenstoff (Carbonium).*)

42. Kohlenstoff.

Man halte ein Stück Holz an ein heißes oder glühendes Eisen, es wird braun, nachher schwarz. Man zünde ein Stück Holz an und lösche es wieder aus, es ist an der angebrannten Stelle schwarz geworden. Dasselbe geschieht auch, wenn auf dem Herde ein Kuchen, ein Braten rc. zu viel Hitze bekommen hat. Das Brot im Backofen wird braun, bei zu viel Hitze schwarz — es verkohlt. Wie geht es zu?

Es wird nicht eigentlich in Kohle verwandelt, sondern alle Pflanzen- und Thierstoffe enthalten Kohle, außerdem auch noch Sauerstoff und Wasserstoff, besonders letztere meistens auch Stickstoff, s. Nr. 38**). Die Hitze hebt diese Verbindungen auf, Sauerstoff, Wasserstoff (und Stickstoff) entweichen zuerst in einfacheren Verbindungen, die Kohle wird erst später angegriffen.

Sobald vom Sauerstoff und Wasserstoff etwas entfernt wird, tritt die Kohle in dem Rückstande mehr hervor, was man an der dunkleren Farbe sehen kann, bis sie zuletzt fast allein übrig ist und dann in der ihr eigenthümlichen schwarzen Farbe erscheint.

Da die Kohle beim Verbrennen von Thier- und Pflanzenstoffen am schwersten verbrennt, so muß sie zum Sauerstoff geringere Verwandtschaft haben. Das ist aber nur in geringer Hitze der Fall, und in der Kälte läßt sie sich sogar schwer anzünden, z. B. Koaks, Steinkohlen. Mit steigender Hitze vermehrt die Verwandtschaft der Kohle zum Sauerstoff sich so sehr, daß sie in der Roth- und beson-

*) Ableitung von d. lat. carbo = Kohle.

**) Man wolle indeß zwischen Pflanzen und Pflanzenstoffen, Thieren und Thierstoffen unterscheiden; auch sind diese vier Grundstoffe nicht die einzigen, sondern nur die Hauptbestandtheile derselben.

ders in der Weißglühhitze vielen andern Körpern den von ihnen gebundenen Sauerstoff entreißt. Kohle ist daher das Hauptmittel, um die Metalle aus ihrer Verbindung mit Sauerstoff zu befreien, sie zu reduciren, also das hauptsächlichste Reductionsmittel. S. Nr. 135.

Man zünde einen Span oder auf dem Herde einige Stücke Holz an und beobachte das Brennen. Das Holz brennt mit Flamme, bis nur die Kohle noch ist; diese glüht beim Verbrennen ohne Flamme, ihr Glühen ist bei freiem Zutritt der Luft zugleich ein Brennen, sie verbindet sich mit Sauerstoff und wird zu Kohlensäure und zuletzt bleibt ein wenig weiße Asche zurück. Gold, Silber, Platin &c. können in freier Luft glühen, ohne zu brennen. Vgl. Nr. 25.

Die Bestandtheile der Asche (ca. 2 Proc. des Holzes) sind nach den Pflanzen verschieden und variiren selbst nach der Bodenbeschaffenheit. S. Nr. 76.

43. Kohlensäure.

Kreide, 3 Mdgl., W., Salzs., Pfr. mit Rohr, pneumat. Wanne, 2 Pbgl., 2 Glashäfen, kl. Licht an einem Draht.

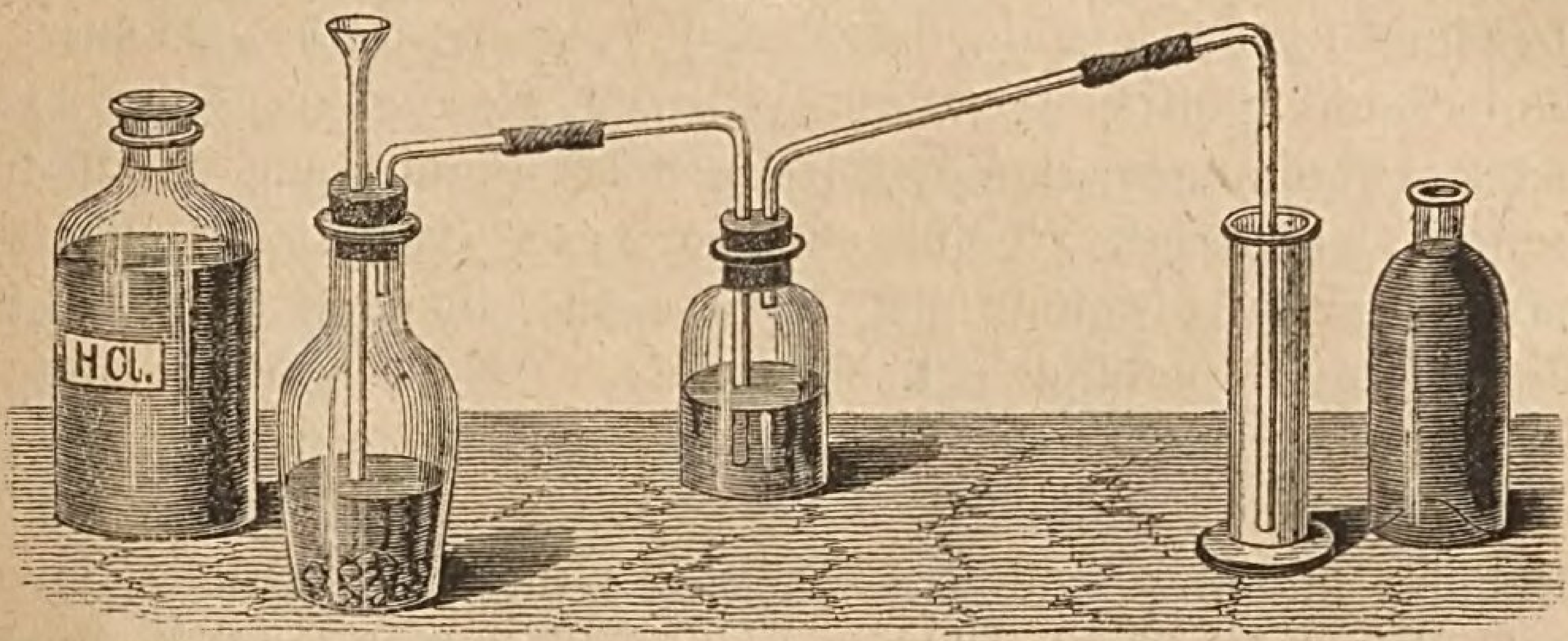
Wenn die Kohle beim freien Zutritt der Luft, d. h. bei hinlänglichem Vorrath von Sauerstoff verbrennt, nimmt ein Verb.-Gew. Kohlenstoff, C, zwei Verb.-Gew. Sauerstoff, O, auf; die dadurch entstandene luftförmige Verbindung, CO_2, heißt Kohlensäure, besser Kohlensäure-Anhydrid. Als Verbrennungsproduct findet sie sich in der atmosphärischen Luft, in großer Menge aber kommt sie in der Natur an Metalle gebunden vor. So ist z. B. der gewöhnliche Kalkstein (in erdiger Form Kreide, in krystallinischer Structur Marmor genannt) kohlensaurer Kalk, $CaCO_3$. Da die Kohlensäure eine flüchtige Säure ist, so kann sie leicht durch eine andere ausgetrieben werden.

Man übergieße in einem Medicinglase mehrere Stücke Marmor, Kalkstein oder Kreide*) mit Wasser, so daß es etwa zwei bis drei

*) S. Anm. zu Nr. 33. Bei Anwendung von Kreide tritt hier leicht Ueberschäumen ein, wie dort mit Eisenfeile. Läßt man aber neben dem Entwickelungsrohr ein Trichterrohr durch den Pfropfen in die Flüssigkeit hinabgehen, um die Säure dadurch in kleinen Portionen nachzugießen, so kann man Kreide nehmen; zerschlagener Marmor ist das beste Material, fast reiner, $CaCO_3$, Verb.-Gew. $Ca = 40$, $C = 12$, $O_3 = 48$, zus. also 100. 100 g $CaCO_3$ geben also 44 g CO_2. Nach III, 8 ist das sp. G. von CO_2 $22 : 14{,}43 = 1{,}529$, daher 44 g in Litern $44 \times 773 : 1{,}529 = 22{,}3$ l. Der zehnte Theil ist reichlich, doch nimmt man der besseren Entwickelung wegen gern überschüssig. — Allg. I.

Finger breit hoch steht, und setze einen kleinen Finger breit Salzsäure hinzu, versehe den Pfropfen mit einem Entwickelungsrohr (Fig. 10) und fange die sich ohne Beihülfe von Wärme entwickelnde Kohlensäure vermittelst der pneumatischen Wanne (deren Wasser hier lieber etwas warm sein mag, damit es nicht so viel Kohlensäure verschlucke, das Wasser in den Gläsern aber kalt) auf. Man lasse 2 Medicingläser

Fig. 10.



etwa zu $^2/_3$ von Kohlensäure gefüllt werden und pfropfe sie zu, außerdem auch noch ein Probirgläschen ganz. Dies letztere verschließe man unter Wasser mit dem Daumen, nehme dann ein Zündhölzchen und ein leeres Probirglas zur Hand, gieße die Kohlensäure langsam in das leere Glas und überzeuge sich durch Hineinstecken des angeriebenen Zündhölzchens, ob das Umgießen gelungen ist. Die Kohlensäure, CO_2, ist nämlich $1\,^1/_2$ mal so schwer, als die atmosph. Luft, wodurch das Umgießen möglich wird, und der in CO_2 enthaltene Sauerstoff ist schon in hinreichendem Maße mit der Kohle chemisch verbunden, kann also nicht weiter zum Verbrennen dienen, weshalb das hineingehaltene Zündhölzchen sofort erlöschen muß. Ebenso kann auch kein Thier in derselben athmen.

Da die Kohlensäure bedeutend schwerer ist, als die atmosphärische Luft, so kann man auch 2 Gläser zusammenstellen, das zweite Glas aber leer. Die Kohlensäure treibt dann die leichtere atmosphärische Luft vor sich her zum Glase hinaus. Will man wissen, ob das schon geschehen ist, so tauche man ein an einem Draht befestigtes Lichtchen hinein, das dann sogleich erlischt. Nimmt man Gefäße mit weiter Oeffnung (Cylinder), so kann man das Gas bequem aus einem Gefäße in das andere gießen, auch ein untergehaltenes kleines Lichtchen ausgießen. (In Nr. 33 würde man dadurch in der Regel eine Explosion hervorrufen.)

44. Fortsetzung.

Kohlensäure, Trinkglas.

Man nehme von einem der Medicingläser den Pfropfen ab, setze statt dessen den Daumen darauf und schüttele das in demselben befindliche Wasser eine Zeit lang. Hält man das Glas dann gerade, so wird es an dem Daumen hängen bleiben, was hier besser gelingen wird, als in Nr. 31, 1. Das Wasser nimmt nämlich begierig Kohlensäure in sich auf (absorbirt sie), wodurch das Volumen des Wassers kaum merklich vermehrt, in der Flasche aber ein luftverdünnter Raum erzeugt wird. Unter der Voraussetzung, daß Wasser, Wanne ꝛc. rein gewesen sind und aus der Entwickelungsflasche keine Salzsäure mit übergerissen ist, gieße man dies Kohlensäure haltige Wasser in ein Trinkglas und schmecke es. Man wird dadurch an den Geschmack des Selterser Wassers erinnert, das sehr viel CO_2 an Wasser gebunden, also $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$, eigentliche Kohlensäure enthält. Auch das Brausende im Brausepulver, Champagner, Bier ꝛc. ist Kohlensäure. Zum Einathmen taugt sie nichts, eine Beimischung von 2 Proc. CO_2 zur atmosphärischen Luft ruft schon Ohnmachten hervor, aber im Magen erweist sie sich als wohlthätig.

Die Eigenschaft des Wassers, Kohlensäure zu absorbiren, leistet im Haushalte der Natur die größten Dienste. Die ungeheuren Mengen von Kohlensäure, die durch Verbrennen, Athmen der Menschen und Thiere, sowie durch Verwesung erzeugt werden, würden die Atmosphäre bald so mit Kohlensäure anfüllen, daß Menschen und Thiere nicht mehr darin athmen könnten. Bei jedem Regen aber wird die Luft mittelst der dicht durchstreichenden Tropfen gereinigt, und da zugleich die Kohlensäure ein Hauptnahrungsmittel der Pflanzen ist, denen sie mit dem Regenwasser zugeführt und von denen die Kohle assimilirt wird, so leistet die absorbirende Kraft des Wassers uns auch den Dienst der Ernährung der Pflanzen. — Fast alles frische Wasser enthält freie Kohlensäure; Quellen, die viel davon enthalten, heißen Sauerbrunnen. Oft entwickelt die Kohlensäure sich in verschlossenen Brunnen (auch beim Brunnengraben), Kellern ꝛc. Da sie zum Athmen völlig untauglich und auch schädlich ist, so erfolgt sogleich eine Erstickung, wenn Menschen dahineinsteigen. Die Prüfung durch ein brennendes Licht ist bekannt.

45. Kohlensäure als Reagens.

CO_2, Pbp., Kalkw., Glr.

Man schüttele das zweite Glas und gieße etwas von dem Kohlensäure haltigen Wasser auf ein Stückchen blaues Probirpapier,

die Farbe wird sich röthen, freilich nur schwach; die Kohlensäure ist keine starke Säure, und nach dem Trocknen wird das Papier wieder blau werden, weil sie wieder verfliegt*).

Man gieße ein wenig Kalkwasser in ein großes Probirglas, ist das Kalkwasser nicht klar, so filtrire man es. Man setze Kohlensäure haltiges Wasser tropfenweise hinzu, das Kalkwasser wird sich trüben. Der im Wasser gelöste Kalk, CaH_2O_2, tauscht nämlich sofort sein zweiwerthiges Metall, Ca, gegen 2 Wasserstoff der Säure aus und wird zu kohlensaurem Kalk, $CaCO_3$, der in reinem Wasser nicht löslich ist, und sich daher ausscheidet.

Man fahre fort, Wasser mit CO_2 hinzuzuthun. Die Trübung wird einen Höhepunkt erreichen, darnach wieder abnehmen und zuletzt wird alles Wasser wieder klar werden. Die Trübung nimmt nämlich so lange zu, als noch Kalk im Wasser gelöst ist, der keine Kohlensäure hat; sie hat das Maximum erreicht, wenn aller Kalk zu $CaCO_3$ geworden ist; sie nimmt ab, sobald das Wasser überschüssige Kohlensäure bekommt, weil der kohlensaure Kalk mit der freien Kohlensäure eine in Wasser lösliche Verbindung eingeht; $CaCO_3 + H_2CO_3 = CaH_22CO_3$. — Also:

CaH_2O_2, Aetzkalk, ist löslich in reinem Wasser, wird aber in Wasser, welches Kohlensäure enthält, zu $CaCO_3$; kohlensaure Salze überhaupt sind löslich in Wasser, welches freie Kohlensäure enthält. Daher löst das Regenwasser, welches CO_2 enthält, s. 44, in den Erdschichten, durch welche es dringt, eine Menge von $CaCO_3$ auf und führt diesen kohlensauren Kalk unseren Brunnen zu. Wir nennen das Wasser dann Hartwasser, s. Nr. 104. Beim Stehen an der Luft, noch mehr beim Kochen, entweicht die Kohlensäure wieder aus dem Wasser und dasselbe muß dann, wenn es viel kohlensauren Kalk enthält, einen Theil des letzteren fallen lassen, es wird weicher (vorübergehend hartes Wasser).

Demnach ist klares Kalkwasser ein Reagens, s. Nr. 14, auf Kohlensäure. Athmen wir wirklich Kohlensäure aus? Man versuche. Ein Glas wird etwa zur Hälfte mit klarem Kalkwasser gefüllt, man nehme eine Glasröhre und hauche durch dieselbe die Luft, die aus den Lungen kommt, ins Kalkwasser. Die Trübung wird bald zeigen, daß man dem Kalk Kohlensäure zugeführt hat. Hat man Geduld genug, mit dem Blasen fortzufahren, so wird das Kalkwasser

*) Kohlensäure, die durch Salzsäure entwickelt worden ist, enthält gewöhnlich etwas von der an sich flüchtigen mit hinüber geführten Salzsäure; man erkennt dies daran, daß dann das Probirpapier nicht wieder ganz blau wird. Wird sie durch Schwefelsäure entwickelt, so geht nichts mit hinüber; oder man wasche das Gas, s. Nr. 19.

zuletzt wieder klar werden; warum? — So kann man jede Luftart auf Kohlensäure untersuchen, wenn man sie durch Kalkwasser leitet. Man setzt auf das Glas mit der zu prüfenden Luftart einen Pfropfen mit Trichterrohr und Leitungsrohr wie in Figur 10, hat in dem zweiten Glase klares Kalkwasser und gießt nun Wasser durchs Trichterrohr, so muß die Luft durch das Kalkwasser gehen. Aus dem sich niederschlagenden Kalk kann man auch die Menge der Kohlensäure berechnen nach Nr. 100 und 103.

46. Kohlenoxydgas.

Füllt man Feuerbecken mit glühenden Holz- oder Torfkohlen, auch wenn sie rein durchgeglüht sind und nicht mehr rauchen, legt etwa noch einige schon erstickte Kohlen darauf, oder läßt sie so lange stehen, bis sie sich mit Asche bedeckt haben, so wird man, wenn man sich mit ihnen in einem dichten, nicht sehr großen Zimmer befindet, bald fühlen, daß der Kopf schwer wird. Bei längerem Aufenthalt würde das Bewußtsein schwinden, man würde niedersinken und nicht wieder aufstehen. — Dasselbe kann sich in einem Stubenofen (Windofen) ereignen, wenn man, wie das noch immer vorkommt, das Rohr zudreht, während die Kohlen noch brennen. Geschieht das gegen die Nacht und legen sich Menschen im Zimmer schlafen, so kann es ihr Todesschlaf werden. Nicht minder verderbliche Wirkung haben die neuerdings beliebt gewordenen Plätteisen, welche mit glühenden Holzkohlen gefüllt werden.

Man hat es hier nicht mit Kohlensäure zu thun, die auch schon in geringer Menge das Athmen sehr erschwert und in größerer Menge Ohnmachten und Erstickung herbeiführt, sondern mit einem viel stärkeren Gift in luftförmiger und unsichtbarer Gestalt.

Während nämlich die Kohle unter hinlänglicher Zufuhr von Sauerstoff beim Brennen zwei Verb.-Gew. O aufnimmt und zu Kohlensäure, CO_2, wird, so begnügt sie sich unter mangelhaftem Zutritt der Luft, z. B. wenn die Kohlen sich mit Asche oder erstorbenen Kohlen bedeckt haben, oder wenn durch Verschließen des Ofenrohrs der Luftzug aufhört, mit einem Verbindungsgewicht Sauerstoff, es bildet sich CO, Kohlenoxydgas, das schon in kleinen Mengen hinreichend ist, Menschen und Thiere zu tödten. Jahr für Jahr werden nicht wenige Menschen und Thiere dadurch ein Todesopfer ihrer Unwissenheit, indem sie zwar den Rauch, der wenig Gefahr bringt und schon durch seine Unannehmlichkeit antreibt, ihn zu vermeiden, für gefährlich halten, aber von dem sich bildenden giftigen Kohlenoxydgas keine Kunde haben. Will man den Zug im Ofen mäßigen, so lasse man sich die Ofenthür so dicht schließend ein-

richten, daß es dadurch erreicht werden kann. Die Klappen in den Ofenröhren sind lebensgefährlich.

Während CO_2 schwerer ist als atmosphärische Luft, ist CO leichter als dieselbe, denn das spec. Gewicht der atmosphärischen Luft zu Wasserstoff, 14,43 geht in das halbe Moleculargewicht des CO = 14 noch nicht 1 mal auf; CO_2 ist ein Säure-Anhydrid, CO nicht; CO_2 ist ein Product vollständiger Verbrennung, CO ist noch brennbar, — mit blauer Flamme — nimmt beim Verbrennen noch ein Verb.-Gew. O auf und wird zu CO_2. 100 g CO geben beim Verbrennen wie viel g CO_2?

47. Kleesäure (Oxalsäure).

Tss., Zucker, Salpetersäure, W., Wg., L., 3f., Mdgl., Pbgl., pneumat. Wanne, Tr., 2 Ftr., Sandbad, Löschpapier.

Man übergieße in einer porcellanenen Abdampfschale 5 g gestoßenen Zucker mit 30 g starker Salpetersäure und 20 g Wasser (nach Stöckhardt), oder 5 g Zucker mit 40 g starker Salpetersäure (von 1,38 sp. Gew.) ohne Wasser (nach Schlesinger), gehe damit nach dem Herd oder einem luftigen Raume und erwärme die Tasse allmählich im Sandbade. Es entweicht hier wieder, wie in Nr. 40, die erstickende, salpetrige Säure, indem die Salpetersäure einen Theil ihres Sauerstoffs an den Zucker abgiebt. Der gewöhnliche Rohrzucker besteht aus $C_{12}H_{22}O_{11}$. Von der Salpetersäure HNO_3 muß soviel vorhanden sein, daß sie an den Zucker noch 18 O abgeben kann. Aus $C_{12}H_{22}O_{11}$ + 18 O werden dann $11H_2O$ und 6 C_2O_3, welche letzteren mit 6 H_2O Oxalsäure, 6 $H_2C_2O_4$, bilden; (vgl. Nr. 171.)

Das Anhydrid der Oxalsäure steht hinsichtlich seines Sauerstoffgehaltes zwischen CO und CO_2, in welche beiden Körper es auch bei einer Zerlegung zerfällt.

Hat nun die Entwickelung der gelbrothen Dämpfe von salpetriger Säure aufgehört, was sich durch den Geruch leicht kund giebt, so ist die eben angegebene Zersetzung vollendet, man stellt die Tasse mit ihrem Inhalt an einen möglichst kühlen Ort und läßt sie ruhig stehen. S. Nr. 8. Nach Schlesinger erhitzt man zuletzt bis zum Kochen, dampft die Flüssigkeit nach beendigter Reaction auf den 6. Theil ihres Volumens ein und stellt sie kalt hin. (Es ist ein etwas schwieriger und wegen der Dämpfe von N_2O_3 lästiger Versuch. Beim Abdampfen gebrauche man Vorsicht, daß die Masse nicht braun wird, auch muß der zum Krystallisiren hingestellte Rest im warmen Zustande noch ganz flüssig sein. In einer Stunde kann der Ver-

such durchaus nicht beendet werden, ohne Beihülfe von Eis zur Abkühlung kaum in einem Tage.) Es bilden sich dann in der Flüssigkeit kleine, vierseitige Krystalle mit schiefen Endflächen, die aus Kleesäure bestehen, aber noch nicht rein sind. Man gießt, wo möglich in einem nicht warmen Zimmer, die Masse auf ein schnell durchlassendes Filtrum, und nachdem die Flüssigkeit abgelaufen ist, gießt man noch etwas recht kaltes Wasser über die Krystalle. Man nennt dies Waschen. Ist dies Wasser auch abgelaufen, so bringe man die Krystalle wieder in die gereinigte Tasse und löse sie in möglichst wenig heißem Wasser auf, verdampfe gelinde so viel davon, daß die Kleesäure anfängt sich auszuscheiden, lasse sie dann in der Kälte nochmals krystallisiren, wobei in der nachbleibenden Flüssigkeit (Mutterlauge) die Verunreinigungen meistens zurückbleiben werden. Darauf filtrirt man nochmals durch ein neues Filtrum, gießt dann noch ein wenig kaltes Wasser nach, läßt ablaufen, und legt dann das Filtrum auf einiges anderes Löschpapier, damit die Krystalle schnell trocknen. Man nennt dies Umkrystallisiren und wendet es vielfach zur weitern Reinigung von krystallisirbaren Körpern an. Die kleinen Krystalle sind nun gereinigte Kleesäure, schmecken sehr sauer, sind aber etwas giftig.

Die Kleesäure oder Oxalsäure hat ihren Namen daher, weil sie sich im Sauerklee (Oxalis), wie auch in andern Pflanzen, z. B. im Sauerampfer, findet, s. Nr. 79.

Beim Erhitzen im Probirglase verliert die Oxalsäure, $H_2C_2O_4 + 2H_2O$, bis 100° C. alles Krystallwasser und zerfällt erst bei 200° in Wasser, Kohlenoxyd und Kohlensäure. Versieht man das Probirglas mit Kork und Gasleitungsrohr und läßt das auftretende Gas durch Kalkwasser in eine pneumatische Wanne gehen und von einem umgekehrten Cylinder (Probirglase) aufgefangen werden, so weist der Niederschlag im Kalkwasser CO_2, die Brennbarkeit des übrigbleibenden Gases CO nach. Dieselbe Zerlegung geht leichter durch Schwefelsäure in einer Kochflasche (auf dem Sandbade); sie dient zur Erkennung der Oxalsäure.

CO und CO_2 sind Gase, $H_2C_2O_4$ ist ein fester Körper; O, H, N sind luftförmig, die daraus zusammengesetzten Körper H_2O, HNO_3 sind dagegen im gewöhnlichen Zustand flüssig. Das darf in der Chemie nicht Wunder nehmen. Der Aggregatzustand (d. h. die Eigenschaft, im gewöhnlichen Zustande entweder fest, oder tropfbar-flüssig, oder luftförmig zu sein) zusammengesetzter Körper ist nicht abhängig von den Aggregatzuständen der Grundstoffe oder näheren Bestandtheile, sondern vielmehr, wie z. B. das Wasser zeigt (fest als Eis, flüssig als Wasser, luftförmig als Dampf), von andern Um-

ständen abhängig. Auch die Kohlensäure wird unter hohem Druck (36 Atmosphären bei 0 °) flüssig und bei Verdampfung des einen Theils derselben erstarrt, der andere sogar zu einer festen, schneeartigen Masse, deren Schmelzpunkt bei — 76 ° liegt.

48. Versuche mit Kleesäure.

Rostflecke, Oxalsäure, W., Dintenfleck, Brunnenw., Bierglas, Eisenvitriol, Ammoniak.

Man verschaffe sich ein Stück Leinen, worin Rostflecke sind, oder lege einen nassen Lappen einige Zeit auf Eisen, wodurch sie entstehen*). Dann löse man ein wenig gepulverte Kleesäure in Wasser und bringe etwas davon auf die Rostflecke, sie verschwinden, und zwar um so schneller, wenn man das Zeug erwärmt. Die Kleesäure löst das Eisenoxyd und Eisenoxydhydrat auf, indem sie damit oxalsaures Eisenoxyd bildet, welches farblos und leicht löslich ist, und sich daher wegwaschen läßt. In Druckereien färbt man deshalb Zeuge mit Eisenoxyd (mit Auflösung von Eisenvitriol, dem man nachher die Schwefelsäure durch Ammoniak entzieht) und druckt Figuren hinein durch Oxalsäure oder oxalsaures Kali, Kleesalz, KHC_2O_4, welches eben so wirkt. Die Zeugstoffe bekommen auf diese Weise eine rothe Farbe mit weißen Figuren darin.

Man behandle ein Stück Papier, worauf ein Dintenfleck ist, ebenso, er verschwindet. Doch suche man nachher das gebildete oxalsaure Eisenoxyd und die Gerbsäure mit Wasser wegzuschwemmen. Die Dinte ist wesentlich gerbsaures Eisenoxyd, das Eisenoxyd wird durch die stärkere Oxalsäure der Gerbsäure entrissen und so die Farbe aufgehoben. Nr. 123.

Man streue einige feine Körnchen Oxalsäure in ein Glas voll Brunnenwasser. Ist Kalk darin enthalten, so hinterlassen diese Körnchen bei ihrem Sinken im Wasser weiße Streifen. Diese bestehen aus oxalsaurem Kalk, $CaC_2O_4 + 2H_2O$. Fügt man mehr Oxalsäure hinzu, so scheidet sich aller Kalk als oxalsaurer Kalk aus, der im Wasser unlöslich ist. Will man den niedergeschlagenen oxalsauren Kalk abscheiden, trocknen und wägen, um einen Schluß auf den Kalkgehalt des Wassers zu machen, so muß man bedenken, daß man jetzt oxalsauren Kalk hat, im Brunnenwasser aber der Kalk als kohlensaurer Kalk enthalten war, und also eine kleine Rechnung vornehmen. Oxalsaurer Kalk, $CaC_2O_4 + 2H_2O$, hat nach der Tabelle, s. I.,

---

*) Interessanter für die Schüler ist es, wenn man die Rostflecke dadurch hervorbringt, daß man einige Tropfen Auflösung von grünem Vitriol auf Leinen bringt und dann Ammoniak darauf gießt.

folgendes Verbind.-Gew.: Ca = 40, C_2 = 24, O_4 = 64; $2H_2O$ = 36, zusammen 164. Kohlensaurer Kalk $CaCO_3$, Ca = 40, C = 12, O_3 = 48, zusammen = 100. Also entsprechen 164 Gew.-Th. $CaC_2O_4 + 2H_2O$ stets 100 Gew.-Th. $CaCO_3$, wonach die gefundene Menge also umzurechnen ist*).

Anm. „Allgemeines III u. IV, so wie die chemischen Zeichen der mit einem * bezeichneten Grundstoffe in I müssen jetzt geläufig sein. Prüfung.

49. Leichtes Kohlenwasserstoffgas (Sumpfgas).

Der Kohlenstoff verbindet sich auch mit dem Wasserstoff. Man nehme ein Medicinglas oder eine Flasche mit dazu passendem Pfropfen und einen möglichst großen Trichter, gehe damit nach einem stehenden Wasser, Teich, auf dessen Boden viel Morast ist. Hier fülle man das Glas zuerst mit Wasser, kehre es so um, daß die Mündung unter Wasser bleibt, bringe auch den Trichter unter Wasser in die Flasche und rühre dann unter demselben mit einem Stocke im Schlamme, so daß die aufsteigenden Gasblasen in den Trichter und so in das Glas gelangen. Ist es voll, so pfropfe man es unter Wasser zu. Dies Gas ist leichtes Kohlenwasserstoffgas, CH_4, verunreinigt mit Stickstoff, Kohlensäure, unter Umständen auch Schwefelwasserstoffgas, Nr. 60 und dergl.**) Von den beiden letzten kann man es, da sie sich gern mit Wasser verbinden, dadurch befreien, daß man zu Hause zwei andere Gläser mit möglichst kaltem Wasser, besser noch mit

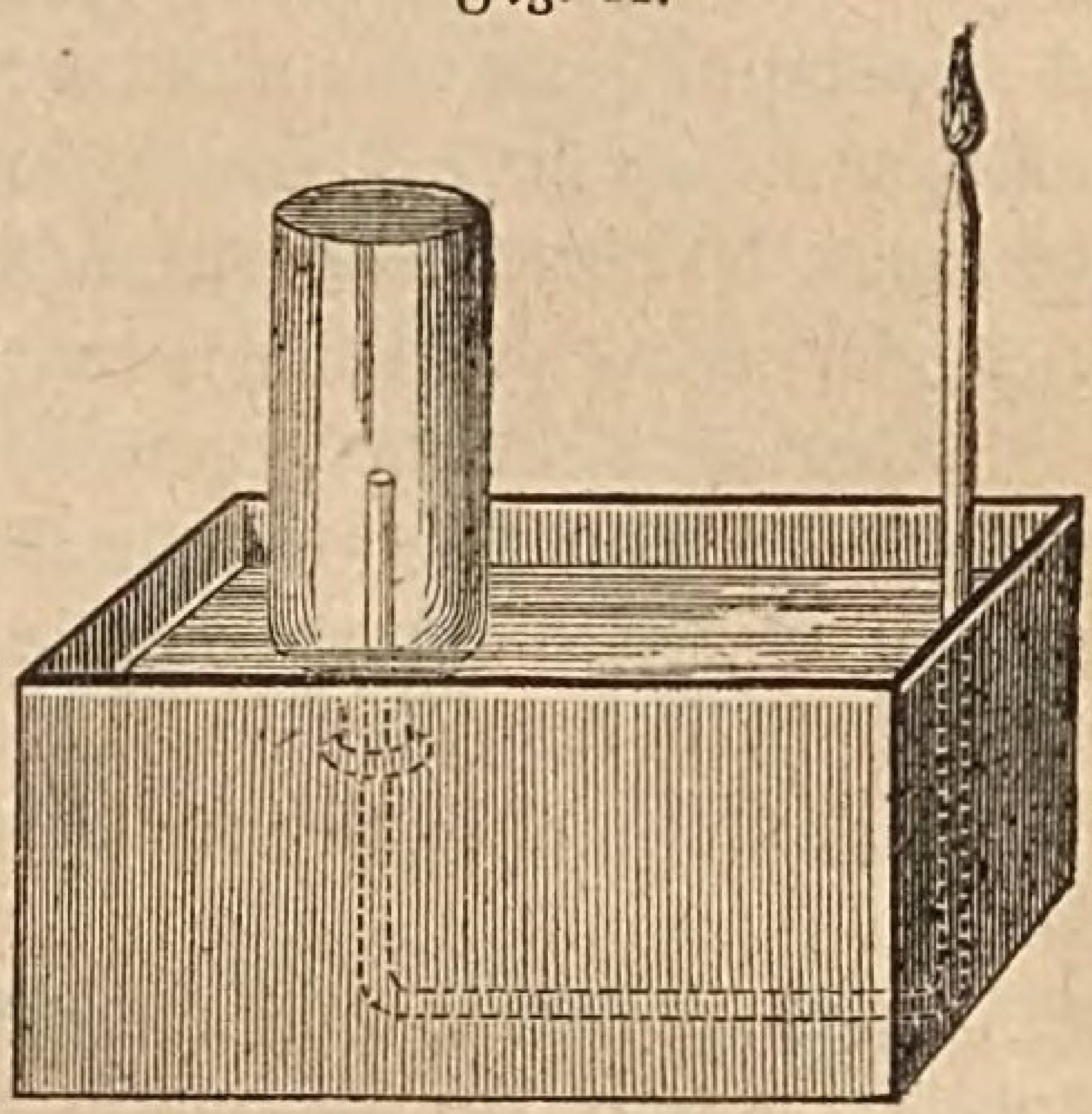
*) Bei solchen Rechnungen ist zu bedenken, daß manche Säuren, Basen und Salze sowohl chemisch gebundenes als auch oft Krystallwasser, s. Nr. 36, enthalten, was in diesem Buche meistens unberücksichtigt geblieben ist. Wollte man z. B. kohlensauren Kalk, $CaCO_3$, in Salzsäure auflösen und dann durch Hinzufügen von Schwefelsäure, H_2SO_4, in Gyps verwandeln, so würde dieser, wenn man nicht gegen 200° C Hitze anwendete, sondern ihn bloß gut trocknete, noch immer 2 Mol.-Gew. Wasser enthalten. Man müßte also das Gewicht von $H_2SO_4 + 2H_2O$ suchen. Es wird gebeten, bei stöchiometrischen Rechnungen die Stoffe in der letzten Nummer „Einige chemische Verbindungen" nachzuschlagen und darnach zu rechnen.

**) Sumpf- oder Grubengas und Leuchtgas sind Zersetzungsproducte, s. Nr. 26, und entstehen wesentlich auf dieselbe Weise, durch Zersetzung bei Abschluß der Luft, das Sumpfgas bei niedriger, s. Nr. 26, das Leuchtgas bei hoher Temperatur. Bei Bildung des Grubengases bewirken Wasser- oder Erdmassen den Abschluß der Luft, bei Bildung des Leuchtgases geschieht dies durch die Retorten. Im ersteren Falle nimmt der Wasserstoff nur halb so viel Kohlenstoff auf, als in letzterem. — Da die Zersetzung (Verwesung, langsame und unvollständige Verbrennung) des Morastes wegen Abschluß der Luft (besonders des Sauerstoffs) durch das Wasser sehr gehemmt ist und nicht durch höhere Temperatur gefördert

Zusatz von Aetzkalk oder Kalkwasser, s. Nr. 45, füllt, sie umkehrt, ins Wasser steckt, das Glas mit Sumpfgas umgekehrt unter Wasser öffnet und in jedes der mit Wasser gefüllten Gläser etwa die Hälfte aufsteigen läßt, worauf sie mit dem Finger verschlossen und geschüttelt werden, s. Nr. 43, und der Finger wieder unter Wasser weggezogen wird. Waschen s. auch Nr. 19. Darnach kann man beide Partien wieder unter Wasser vereinigen.

Das Gas ist sehr brennbar und nimmt beim Brennen Sauerstoff auf, so daß durch dessen Aufnahme aus C, Kohlensäure, CO_2 und aus H, Wasser, H_2O wird. $CH_4 + 4\ O = CO_2 + 2H_2O$. Die Leuchtkraft ist indeß wegen des geringen Kohlenstoffgehalts nicht stark. Will man es anzünden und ist man dabei sicher, daß keine atmosphärische Luft hinzugekommen ist, s. folg. Nr., so biege man ein enges Glasrohr zweimal rechtwinklig, oder füge zwei gebogene Glasröhren zusammen, den kürzesten Schenkel von der Länge des Glases, worin das Gas ist, fasse die Glasröhre so mit der andern Hand an, daß man das längere Ende mit dem Daumen verschließt, und bringe das andere Ende unter Wasser in den Gasbehälter, worauf ein Anderer, indem man den Gasbehälter immer mehr ins Wasser senkt, das aus der nunmehr zu öffnenden Röhre ausströmende Gas anzündet. Hat man kein recht enges Rohr, so ziehe man das Ende, wo die Flamme brennen soll, nach Nr. 17 in eine Spitze von der Weite einer Stecknadel aus.

Fig. 11.



50. Schlagende Wetter.

CH_4, Seifenwasser, Mdgl., L., Drahtnetz.

Füllt man wie in vor. Nr. ein Medicinglas unter Wasser zum zehnten Theil mit diesem leichten Kohlenwasserstoff, läßt dann durch Ausgießen des übrigen Wassers atmosph. Luft hinzutreten, so erhält

---

wird, so kann man schon im Voraus erwarten, daß die Zersetzung dann erst recht und viel rascher beginnt, wenn der Morast an die Luft gebracht wird. Deshalb wirkt der frisch aufs Land gebrachte Morast zerstörend, später, nach Aufhören der Heftigkeit in der Zersetzung, nährend auf die Pflanzen. Im ersteren Falle reißt er dieselben in den Verwesungsprocel mit hinein, im letzteren giebt er nur so viel Zersetzungsproducte ab, das die Pflanzen zu ihrem Aufbau verwenden können.

man ein explodirbares Gas. Man kann es in Seifenwasser untertauchen und in kleinen Portionen aufsteigen lassen, so daß sich daraus Seifenblasen bilden, die man nach Nr. 34 anzünden kann. Die Wirkung ist etwas geringer als in Nr. 34. Das Verbrennungsproduct ist natürlich CO_2 und H_2O.

Diese Mischung von Sumpfgas mit atmosph. Luft bringt in den Kohlengruben, wo das Sumpfgas sich oft in großer Menge ansammelt, die sogenannten schlagenden Wetter hervor, wodurch meistens die Gruben verschüttet, die Arbeiter zerschmettert oder erschlagen oder lebendig begraben werden, weshalb das CH_4 auch Grubengas genannt wird. Es entwickelt sich da, wo organische Stoffe langsam und bei größtentheils abgesperrter Luft zersetzt werden. Zuerst entweichen, wie beim Brennen, einfachere Verbindungen des Wasserstoffs und Sauerstoffs unter einander und mit Kohlenstoff, welche gewöhnlich flüchtiger Natur sind. Daher sammeln sich in Hohlräumen der Steinkohlenlager (Ueberreste vorweltlicher Pflanzen) häufig größere Mengen dieser Zersetzungsproducte, besonders des Grubengases an.

Nach dem Vorhergehenden können Explosionen nicht stattfinden, wenn das Grubengas nicht mit Sauerstoff (oder mit atmosph. Luft) gemischt ist. Da nun eines Theils das leichte Kohlenwasserstoffgas ungefähr halb so schwer ist, als die atmosph. Luft, 8mal so schwer ist als Wasserstoff, und außerdem jedes Verb.-Gew. Kohle 2 Verb.-Gew. Sauerstoff aufnimmt, so geht daraus hervor, daß ein gewisses Maß Grubengas zu seiner vollständigen Verbrennung ein bedeutend größeres Maß Sauerstoff oder atmosph. Luft erfordert, als ein gleiches Maß Wasserstoffgas. Wie viel denn? Setzen wir für Verb.-Gew. hier g, so ist $CH_4 = 12 + 4 = 16$ g, die einen Raum einnehmen von 32 g, atmosph. Luft, welche $6\,^2/_5$ g Sauerstoff enthalten. Nun brauchen sie aber zu ihrer Verbrennung nach voriger Nummer 4 O, das wäre hier $4 \times 16 = 64$ g Sauerstoff. Da nun ein gleiches Maß atmosph. Luft nur $6\,^2/_5$ g Sauerstoff enthält, s. Nr. 37, so gehören 10 Maß atmosph. Luft auf 1 Maß Sumpfgas zur vollständigen Verbrennung. Dagegen braucht 1 Maß Wasserstoffgas nur $^1/_2$ Maß Sauerstoffgas oder $2\,^1/_2$ Maß atmosph. Luft zur vollständigen Explosion*).

Ein Schutzmittel gegen die Entzündung des Grubengases ist die Davy'sche Sicherheitslampe, in der das Licht von einem feinen Drahtnetz umgeben ist, durch welches keine Flamme hindurch-

*) Vergleicht man mit dieser theoretischen Bestimmung die Resultate angestellter Experimente, so findet man sie wesentlich bestätigt. Nach solchen Versuchungen explodirt das Grubengas mit 3—4 Raumtheilen atmosphärischer Luft gar nicht, mit 6—8 nur schwach, mit 10—12 am stärksten und darüber hinaus schwach oder gar nicht mehr.

gehen kann. Man halte ein Stück eines feinen metallenen Siebgeflechtes von oben in die Flamme der Spritlampe, sie geht nicht hindurch, so lange nicht das Drahtnetz glüht. Ueber dem Drahtnetz kann man das hindurchdringende Gas wieder anzünden.

51. Leuchtgas. Explosionen.

Steinkohle und wie Nr. 29, Rohr wie Nr. 49.

Der chemische Name desselben ist schweres oder Doppelt-Kohlenwasserstoffgas, es enthält doppelt so viel Kohle, als das leichte, nämlich C_2H_4 und ist fast so schwer als die atmosphärische Luft, nämlich (halbe Mol.-Gew.) 14mal so schwer als Wasserstoff.

Will man sich mit einer Kleinigkeit Leuchtgas begnügen, so pulverisire man ein wenig Steinkohle, fülle ein Probirglas reichlich zur Hälfte damit an und verfahre ganz wie bei Entwickelung des Sauerstoffs. Das wenige Gas, welches man bekommt, kann man, wie in Nr. 49, anzünden. Man kann auch das Probirglas mit einem Pfropfen, durch welchen eine Glasröhre steckt, versehen und das Gas gleich bei seiner Entwickelung anzünden. Thut man letzteres zu früh, so erfolgt eine Explosion und das Glas wird zerschmettert. Eine rechte Entwickelung des Leuchtgases erfolgt erst dann, wenn die Steinkohle kirschroth glüht, was man in einem Probirglas nicht bewirken kann.

Einfacher ist der Versuch in Nr. 25 mit der Papierrolle. Papier ist Holzfaser und Holzgas ist wesentlich gleichartig mit Steinkohlengas, nur daß es frei ist von den schwefelhaltigen Gasen des letzteren. Da im Innern der Papierrolle die Luft größtentheils abgeschlossen ist, so vertritt die Rolle die Stelle der Retorte und giebt am andern Ende Leuchtgas aus, während an der Oberfläche eine vollständigere Verbrennung mit Flamme stattfindet. Das meiste Schreibpapier ist jetzt so reichlich mit Thon, Gyps und dergl. gemischt, daß es nicht recht brennen kann.

Hat man Feuer im Ofen, so nehme man eine thönerne Pfeife, stopfe sie voll gröblich gestoßener Steinkohle, kitte mit Thon ein Blech vor die Mündung, das noch durch ausgeglühten Eisendraht fest gemacht wird und möglichst dicht schließt, und lege die Pfeife so ins Feuer, daß das Rohr herausreicht. Von Zeit zu Zeit versuche man, ob sich das herausströmende Gas anzünden läßt. In ähnlicher Weise wird in Gasanstalten in großen, meistens thönernen Retorten Holz, Torf, Steinkohlen &c. unter Abschluß der Luft geglüht und das Gas durch ein Rohr in eine halb mit Wasser gefüllte Vorlage geführt. Indem das gebogene Rohr in Wasser taucht, wird das entwickelte Gas verhindert, bei Entleerung und Füllung der Retorten in dieselben zurückzuströmen. (Trockene Destillation.)

Die Zersetzung der Steinkohlen und anderer organischer Stoffe (Holz, Torf, Fettabfälle ꝛc.), aus denen Leuchtgas fabricirt wird, geschieht hier nicht langsam, sondern mit Hülfe des Feuers rasch, wodurch der Wasserstoff befähigt wird, eine größere Menge Kohlenstoff mit zu verflüchtigen. Doch ist das gewöhnliche Leuchtgas keineswegs reines $C_2 H_4$, sondern es enthält auch wechselnde Mengen von CH_4, von bloßem Wasserstoffgas, Kohlensäure, schwefliger Säure, Ammoniak u. s. w. Die dadurch nothwendig werdende Reinigung des Gases geht vor allen Dingen darauf hinaus, das Leuchtgas von den Beimischungen zu befreien, welche der Gesundheit, den Zimmern und Hausgeräthen nachtheilig werden und geschieht theils durch Waschen, s. Nr. 19, theils durch verschiedene andere Körper (besonders poröse Körper, z. B. Koaks, und auch durch verschiedene Basen), durch welche man das Gas hindurchströmen läßt, z. B. gelöschten Kalk, Eisenoxyd.

Daß eine Mischung von Leuchtgas mit atmosph. Luft, die sich bei Nachlässigkeit im Schließen des Hahns in Zimmern ansammelt, auch explodiren kann, versteht sich nach dem Vorhergehenden von selbst. Man kann eine solche Explosion aber nicht bloß dann bekommen, wenn man das Gas von der Gasanstalt bezieht, sondern sie auch im Stubenofen veranlassen. Ueberdeckt man z. B. das Feuer im Ofen völlig mit einer Masse zerkleinerten Torfs, Sägespäne oder dergl., so beginnt, ehe das Feuer aufflammt, eine Destillation von Leuchtgas, welches durch den Torf dringt und sich im Ofen mit der atmosph. Luft mischt. Ist das Feuer unter dem Torf nun hinreichend stark, um im Torf eine hinreichende Gasentwickelung hervorzubringen, und schlägt die Flamme, oder fliegt ein Funke gerade dann auf, wenn das Verhältniß zwischen Leuchtgas und atmosph. Luft recht passend ist, so wird entweder der Ofen zertrümmert, oder es strömt im günstigsten Falle eine Feuersäule zum Ofen heraus. Die Sache ist sehr gefährlich. Man verhindert sie dadurch, daß man dies Brennmaterial im Ofen von oben anzündet, s. Nr. 25. Das wenige, sich dann entwickelnde Gas wird in gewöhnlicher Weise verbrennen und eine Explosion ist unmöglich. Eine ähnliche nicht ungefährliche Explosion erfolgt, wenn man noch glimmendes Feuer durch Aufgießen von Steinöl (Petroleum) anfachen will.

Frage. Welcher Raumtheil des Zimmers muß Leuchtgas sein, um die stärkste Explosion bei Annäherung eines Lichtes zu geben? (S. stöchiometrische Berechnung in Nr. 50.) $C_2 H_4 = 28$ g Leuchtgas bedürfen, um $2\,CO_2 + 2\,H_2O$ zu bilden, $6\,O = 96$ g Sauerstoff $= 480$ g atmosphärischer Luft. Nehmen wir das specifische Gewicht von Leuchtgas und atmosph. Luft als gleich an, was beinahe richtig ist, s. I., so müssen also zur vollständigen Explosion auf 28 Maß Leuchtgas 480 Maß atmosph. Luft vorhanden sein, also

$^{28}/_{508}$ oder ca. $^{1}/_{18}$ Raumtheil des Zimmers ($5^{1}/_{2}$ Proc.) muß mit Leuchtgas erfüllt sein, das natürlich sich sofort mit der atmosph. Luft mischt. In einem Zimmer von 5 m Breite, 6 m Länge und 3 m Höhe würden also ungefähr 5 cbm Gas die vollständigste Explosion geben; doch würde eine bedeutend geringere Menge, der Erfahrung nach schon 2 Proc., auch noch einer freilich weniger energischen Explosion fähig sein. Da indeß das Leuchtgas nur $^{98}/_{100}$ so schwer ist als atmosph. Luft, so ist von demselben ein etwas größeres Maß, als das oben angegebene erforderlich; ist es aber noch stark mit CH_4 und bloßem H gemischt, die nach voriger Nummer weniger Sauerstoff verbrauchen, so ist ein noch größeres Maß Leuchtgas zur stärksten Explosion erforderlich. — In den fünfziger Jahren hat Lenoir in Paris eine Art Dampfmaschine erfunden, die durch explodirendes Leuchtgas statt des Dampfes getrieben wird, und jetzt in verbesserter Einrichtung unter dem Namen „atmosphärische Gaskraftmaschine“ Eingang findet.

52. Flüssiges Gas, Fette, Petroleum.

Terpentinöl, Weingeist, L., Span.

Die Helligkeit der Gasflammen in Vergleich zu den Flammen der Talglichte und Oellampen machte bald das Verlangen nach besserem Beleuchtungsmaterial rege und schon von den vierziger Jahren an versuchte man Mischungen brennbarer Flüssigkeiten, die eine der Leuchtgasflamme ähnliche Flamme erzeugten. Man nannte diese Mischungen flüssiges Gas, Camphen, Hydrocarbür, Photogen rc. und erfand passende Lampen für dieselben.

Man tunke einen Holzspan in Terpentinöl und zünde ihn an, er brennt sehr leicht, aber die Flamme ist dunkelroth und rußend. Das Terpentinöl, welches aus $C_{10}\ H_{16}$ besteht, hat mehr Kohle, als durch die erzeugte Hitze verbrennen kann, und ein Theil derselben zieht als Rauch davon. Spiritus brennt auch sehr leicht, giebt durchaus keinen Ruß, auch nicht, wenn ein kalter Körper in die Flamme gehalten wird, wie ein Talglicht bei seinem größeren Kohlengehalt das sogleich thut, leuchtet aber deshalb auch nicht recht, s. 53. Er besteht aus C_2H_6O und etwas Wasser; er hat zu wenig Kohle. Eine Mischung könnte vielleicht ein besseres Resultat geben. Man mische ein wenig Spiritus (Alkohol, Weingeist) mit dem achten Theil des Gewichts Terpentinöl, tauche einen Span hinein und zünde ihn an; man hat jetzt eine hell leuchtende Flamme, die nicht rußt. Man kann statt dessen auch ein wenig Sprit in eine Untertasse gießen und ein paar Tropfen Terpentinöl hinzuthun, oder auch nur einen Tropfen Terpentinöl auf den Docht der ausgelöschten Lampe fallen

lassen und dann anzünden, die Flamme wird dann viel heller leuchten. — Diese Mischung ist auch viel als Leuchtmaterial angewendet; seit dem Jahre 1860 aber sind alle diese Stoffe durch das Petroleum oder Steinöl verdrängt worden.

Alle genannten Stoffe zeichnen sich vor Talg, Fetten und fetten Oelen (d. h. solchen, die nicht wie die ätherischen Oele an der Luft verdunsten, sich verflüchtigen) dadurch aus, daß Fette und fette Oele, z. B. Talg, Rüböl, sich erst durch die Hitze zersetzen müssen, um mit leuchtender Flamme zu brennen, wogegen Petroleum, Solaröl, Terpentinöl, Spiritus &c. direct verdampfen, also auch viel leichter angezündet werden können. Sie haben eine dem Leuchtgas nahe kommende chemische Zusammensetzung.

Werden in der Küche Butter oder Schmalz geschmolzen, so kann eine dem Kochen ähnliche Erscheinung nur so lange entstehen, als noch Wasser darin enthalten ist, welches in Dampfblasen hervorkommt. Wenn dies aufhört, oder gar nicht entsteht, hat man Ursache, vorsichtig zu sein. Die Temperatur erhöht sich dann oft sehr rasch, bis sie den Punkt erreicht, wo das Fett sich zersetzt und Blasen von brennbarem Gas entwickelt. Man kann dies aber eben so wenig ein Kochen nennen, wie die Entwickelung des Sauerstoffs in Nr. 29; das Kochen ist ein physikalischer, dies ein chemischer Vorgang, s. Nr. 7. In diesem Falle ist der Vorgang aber sehr gefährlich; ein auffliegender Funke oder die lechzende Flamme entzündet das Gas und die ganze Fettmasse steht in Flammen. Hinzugegossenes Wasser würde zu Boden sinken, dort plötzlich in Dampf verwandelt werden und das überhitzte Fett in der ganzen Küche umherschleudern; nur Zudecken kann hier helfen. — Bei dem brennenden Talglicht oder der Rüböllampe findet dieser Vorgang im Kleinen und daher ganz ungefährlich statt. Das in den Docht hinauf geleitete Fett wird durch die Hitze der Flamme zersetzt und zum Theil in Leuchtgas umgewandelt; bei den flüchtigen Oelen ist diese Verwandlung nicht erst nöthig.

53. Das Leuchten der Flamme.

Man erinnere sich daran, daß schon in Nr. 25 gesagt worden ist, daß eine Flamme nur bei Verbrennung solcher Körper entsteht, die vor der Verbrennung gasförmig sind oder werden, resp. ein brennbares Gas liefern.

Man beobachte die Flamme einer Spritlampe. Sie hat inwendig einen dunkeln Kern, der mit einem hellern Mantel umgeben ist; doch hat auch der letztere wenig Leuchtkraft, ein Zimmer wird dadurch nur auf das spärlichste erleuchtet. Sprit (Spiritus, das-

jenige, was beim Branntweinbrennen zuerst überdestillirt) besteht aus C_2H_6O und mehr oder weniger Wasser nebst einigen anderen Beimischungen. Bloß die Bestandtheile, die in obiger Formel angegeben sind, bilden das, was man Alkohol, Weingeist oder lieber absoluten Weingeist nennt, während der gewöhnliche und selbst der rectificirte Weingeist, besonders aber der gewöhnliche Sprit noch immer mehr Wasser enthält, als ihm nach der Formel zukommt. Beim Brennen nimmt jedes Verb.-Gew. Kohlenstoff, C, zwei Verb.-Gew. Sauerstoff auf und wird zu CO_2, s. Nr. 43, und je 2 Verb-Gew. Wasserstoff, H_2, ein Verb.-Gew. Sauerstoff und wird zu H_2O, Wasser. Nun ist H viel leichter verbrennlich als C und verbrennt daher am ersten nach seinem Ausströmen aus dem Docht, d. h. schon mehr im Innern der Flamme. Dadurch aber, daß C von H verlassen wird, hört für C die Fähigkeit auf, in Gasform zu existiren. Die Kohle scheidet sich also in äußerst feinen, aber festen Theilchen aus, wird durch die Hitze der Flamme glühend erhalten, kann ihre Verbrennung aber erst bewerkstelligen, nachdem sie soweit an die Außenseite der Flamme gekommen ist, daß der Wasserstoff ihr nicht mehr den Sauerstoff wegnehmen kann. Hier nun, im äußern Theil der Flamme, verbindet C sich mit 2 O und wird dadurch wieder gasförmig und unsichtbar. Diese glühenden Partikelchen der Kohle, von da an, wo sie vom Wasserstoff verlassen worden sind, bis dahin, wo sie sich wieder mit dem Sauerstoff zu CO_2 verbinden, sind es eben, die der Flamme ihre Leuchtkraft geben.

Es kommt hier gerade auf das richtige Verhältniß des Kohlenstoffs zum Wasserstoff an (Nr. 52). Sprit oder auch Alkohol haben auch Kohlenstoff. Man zünde aber im Dunkeln neben einem Talglicht die Spirituslampe an, und mache bei dieser die Flamme eben so groß, wie beim Talglicht. Der Unterschied ist fast so groß, als wenn man bloßes Wasserstoffgas neben dem Talglicht brennen wollte. Es folgt also daraus, daß der Kohlenstoff, wenn er in dem Leuchtmaterial wesentlich geringer ist, als der Wasserstoff, so schnell zur Verbrennung kommt, daß die Flamme wenig leuchtet. Der Versuch ergiebt, daß das leichte Kohlenwasserstoffgas, CH_4, Nr. 49, auch noch kaum mehr leuchtet, als reines Wasserstoffgas.

Aus dem Vorigen ergiebt sich so ziemlich von selbst, daß der dunkele Kern in der Spritlampe aus dem durch Hitze gasförmig gewordenen Sprit besteht, daß in der ihn einhüllenden Flamme hauptsächlich der Wasserstoff verbrennt, und daß der bläuliche, nicht sehr bemerkbare Mantel durch die Flamme des verbrennenden Kohlenstoffs gebildet wird.

Die Leuchtkraft der Flamme hängt auch wesentlich von ihrem Hitzegrad ab. Kann sie die Kohlenpartikelchen bloß in Rothglühhitze

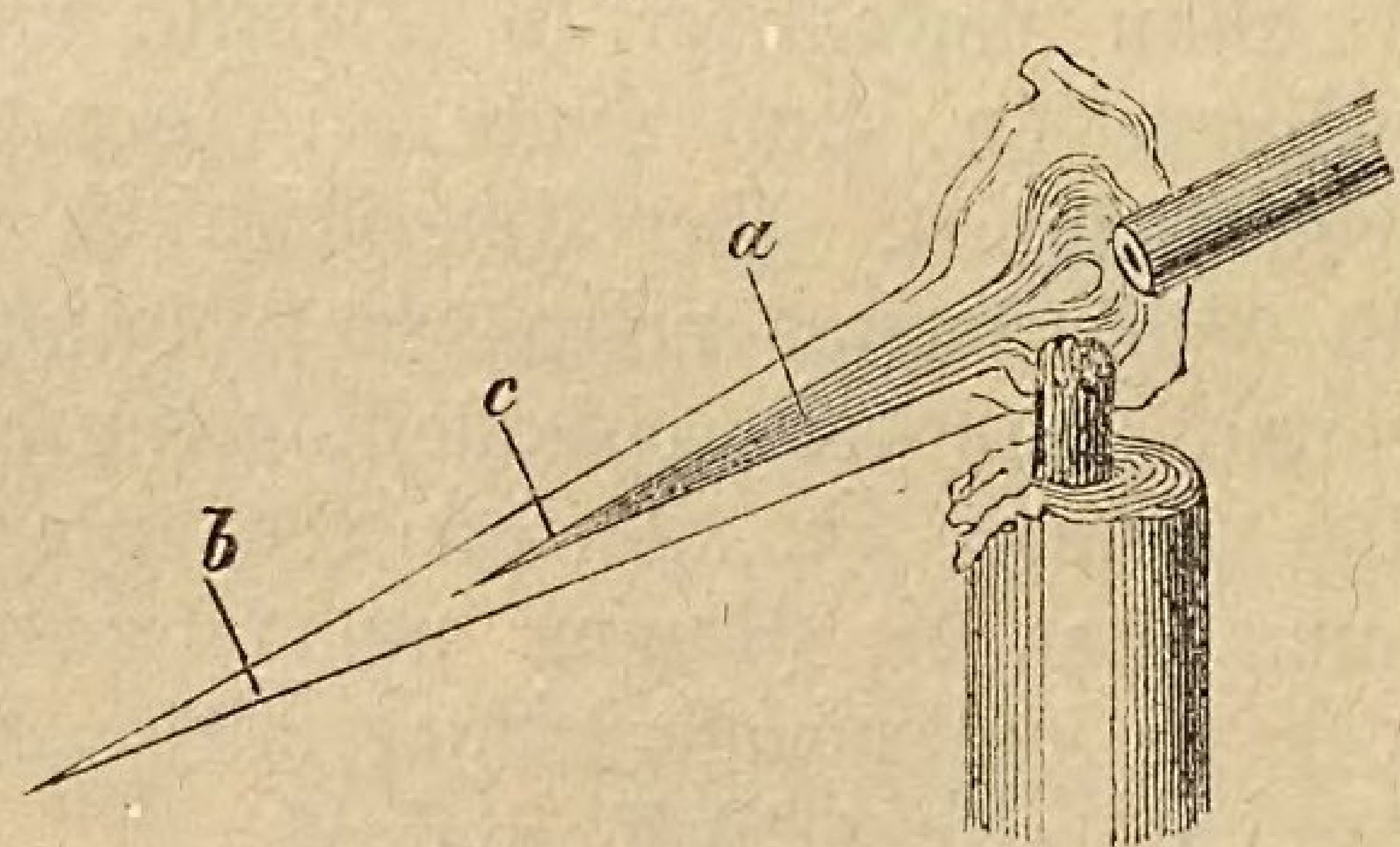
5*

versetzen, so giebt es eine röthliche, nicht stark leuchtende Flamme; kann sie aber Weißglühhitze hervorbringen, so giebt es ein blendend weißes Licht mit viel mehr Leuchtkraft. In solchem Falle kann also die Lampe kleiner und der Verbrauch des Brennmaterials geringer sein, um dieselbe Helligkeit zu erzeugen. Das ist eben der Zweck bei den sogenannten Regulateurlampen, bei denen man durch Hebung oder Senkung des Glases die Flamme in die angemessene Enge bringt und die nöthige Schnelligkeit des Luftstromes hervorbringt, um Weißglühhitze zu erzeugen.

Man braucht das Leuchtgas auch zum Heizen und Kochen, in welchem Falle man den Brennern eine solche Einrichtung giebt, daß das Gas vor dem Austritt mit atmosph. Luft gemischt wird. Dadurch erreicht man eine schnellere und vollständigere Verbrennung und also eine größere Hitze. Es ist dann nicht bloß Sauerstoff um die Flamme, sondern auch in derselben und die Verbindung geschieht um so rascher. Dabei verliert die Flamme aber fast alle Leuchtkraft, weil die Kohlenpartikelchen sofort vom Sauerstoff ergriffen werden und also zum Leuchten keine Zeit gewinnen.

Bläst man mit einem Löthrohr durch eine Kerzenflamme (was immer in etwas schräger Richtung von oben nach unten geschehen muß), so erscheinen ebenfalls Flammenmäntel, in der Mitte a die Reductionsflamme, in welcher sich weniger Sauerstoff befindet, als die Flamme braucht, vorn die Oxydationsflamme b, zwischen beiden die etwas leuchtende Spitze der Reductionsflamme, an welcher die stärkste Hitze erzeugt wird.

Fig. 12.



Der Luftstrom im Löthrohr muß durchaus continuirlich sein und wird daher durch die aufgeblasenen Backen unterhalten, während die Lunge ruhig athmet.

Anm. Aus dem bisher Gelernten wird es klar sein, daß die **Chemie** die Lehre von den Grundstoffen ist, wie sie sich zu neuen Bildungen zusammensetzen, z. B. C und 2 O zu CO_2 — Nr. 43, chemische Verbindungen —, oder sich von einander trennen,

z. B. HgO trennt sich in Hg und O, — Nr. 28, chemische Zersetzungen, — oder beides zugleich, indem für ausgeschiedene Grundstoffe andere sogleich wieder in die Stelle treten, z. B. Na_2CO_3 tauscht in Berührung mit $H_2 SO_4$ das Metall gegen den Wasserstoff der Säure aus, so daß $Na_2 SO_4$ und $H_2 CO_3$ entsteht, welch letztere Verbindung in H_2O und frei werdendes CO_2 zerfällt — Nr. 13, chemische Umwandlung oder Substitution. Allg. III, 9.

„Allgemeines" V ist nachzulesen.

---

5. Schwefel (Sulphur).

54. Schwefel, schweflige Säure.

Schwefelhölzchen, Kohle, Spritlampe, Pbp., (Pbg., Mdgl., Schwefel, Rhalter).

Man halte ein Schwefelhölzchen gegen eine glühende Kohle, der Schwefel wird sich anzünden, s. Nr. 28. Ob ein auf die Temperaturstufe des Brennens erhobener Körper dann das Brennen von selbst weiter fortsetzt, hängt theils von der Begierde desselben nach Sauerstoff ab (der Schwefel setzt das Brennen fort), theils von der größern oder geringern Zufuhr von Sauerstoff (der Eisendraht brennt im reinen Sauerstoff fort, s. Nr. 31), theils von der Höhe der Temperatur (die Steinkohle brennt fort in größerer Menge bei hinreichendem Zug), theils von anderen Umständen, z. B. von der größeren Porösität des Körpers (Hobelspäne brennen leichter fort als ein Stück Ofenholz).

Der Schwefel brennt mit einer blauen, schwach leuchtenden Flamme und bald merkt man eine riechende und in der Nase stechende Luftart. Sie ist das schon früher erwähnte Product der Verbrennung. 1 Verb.-Gew. Schwefel, $S = 32$ Gew.-Th., verbindet sich beim Brennen mit 2 Verb.-Gew. Sauerstoff, $O = 2 \times 16$ Gew.-Th. zu SO_2 schwefliger Säure, die also dem Gewichte nach gerade zur Hälfte aus Schwefel und aus Sauerstoff besteht.

SO_2 ist ein Gas, welches beim Einathmen die Lunge angreift und zum Husten reizt; länger eingeathmet wirkt es erstickend. In kleinen Mengen ist es indeß weniger gefährlich, als das Kohlenoxydgas, Nr. 46. — SO_2 ist das Anhydrid der schwefligen Säure und wird erst durch Aufnahme von H_2O zu der eigentlichen schwefligen Säure

H_2SO_3. Man mache ein Stück blaues Probirpapier feucht und halte ein brennendes Schwefelhölzchen darunter, es wird sogleich roth werden.

Die schweflige Säure geht mit vielen organischen Stoffen Verbindungen ein, wodurch zunächst die Farbe zerstört wird, deshalb wendet man das Gas zum Bleichen an. So werden z. B. Stroh- und Korbgeflechte gewöhnlich dadurch gebleicht. Noch mehr eignet es sich für thierische Stoffe, z. B. zum Bleichen wollener Unterkleider, die durch das Tragen gelblich geworden sind, wogegen das Chlor sich vorzugsweise zum Bleichen von Pflanzenstoffen eignet, s. Nr. 68 und 107. Es ist dazu nichts weiter nöthig, als daß man die Stoffe feucht macht und sie in einer Tonne, einem Kasten aufhängt, den man umgekehrt über ein Gefäß mit brennendem Schwefel stellt, oder daß man die feuchten Kleiderstoffe über brennenden Schwefel hält, den man etwa in einer offenen Tonne anzündet. Sind es Zeuge, so wäscht man sie nachher aus.

Da der Schwefel mit Flamme brennt, so folgt daraus, daß er vor dem Verbrennen gasförmig wird, Nr. 25. Man kann dies auch daran sehen, daß er in einem Probirglase kocht, d. h. Blasen von Schwefeldampf entwickelt. Leitet man diesen Schwefeldampf in ein abgekühltes Gefäß (ein Medicinglas umgekehrt aufs Probirglas, um die Mündungen ein feuchter Streifen), so schlägt er sich als fein vertheilter, fester Körper nieder. Dies Sublimat nennt man Schwefelblumen.

Bei der Destillation verdichtet sich der Dampf zu einer Flüssigkeit, bei der Sublimation zu einem festen Körper.

55. Schwefelsäure (Vitriolöl).

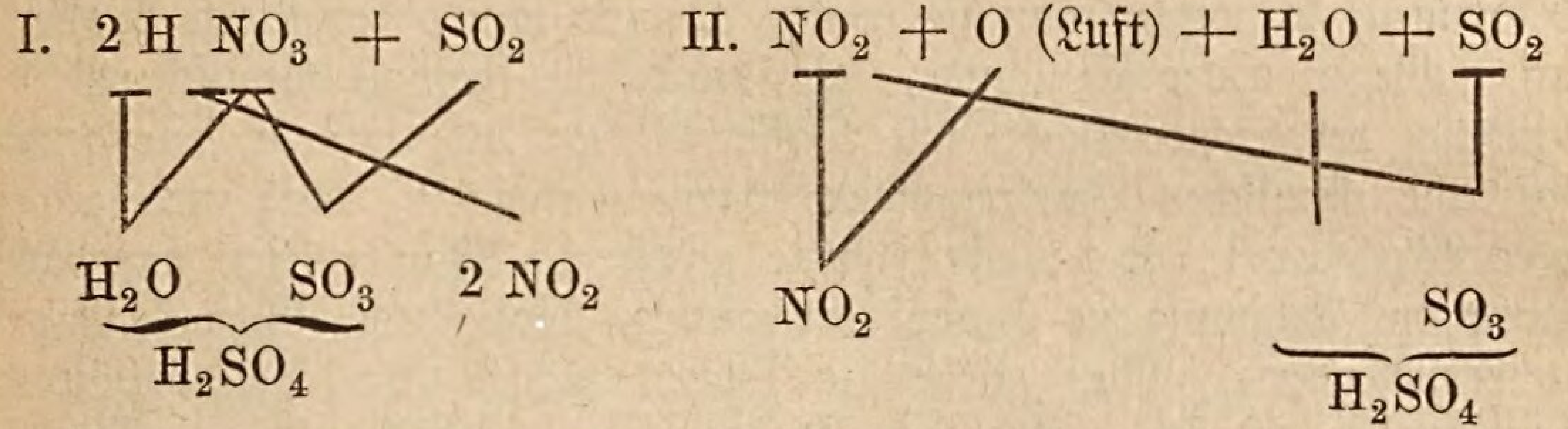
Mdgl., W., Schwefelfaden, Eisendraht, Span, Salpetersäure, Chlorbarium, W., Pbgl., Salzsäure.

Die schweflige Säure, SO_2, entsteht schon durch das Verbrennen des Schwefels, aber die mächtige Schwefelsäure, H_2SO_4, deren Anhydrid im Molekül ein Atom Sauerstoff mehr enthält, ist nicht so leicht herzustellen. Man nehme ein Medicinglas mit einem Finger breit destillirten Wasser darin, befestige ein mit Schwefel überzogenes Hölzchen, wie in Nr. 31, 4, an einem Eisendraht, zünde den Schwefel an und halte ihn ins Glas. Er wird nur kurze Zeit brennen und das Glas mit weißem Rauch erfüllen. — SO_2 mit Schwefeldampf. — Darauf tunke man einen schmalen Span in Salpetersäure, HNO_3, und halte ihn hinein; er umgiebt sich mit einem rothen Dampf. Es ist ganz derselbe Vorgang wie in Nr. 40. Die Salpetersäure giebt einen Theil, und zwar ein Sechstel ihres Gewichtes, nämlich aus je

2 Mol. HNO_3 ein Atom O an jedes Mol. SO_2 ab; dieses wird zu SO_3 und vereinigt sich mit 1 Mol. H_2O aus derselben Salpetersäure oder aus sonst vorhandenem Wasser zu $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$. Das zurückbleibende NO_2 kann wieder 1 O an neues SO_2 abgeben, ist aber immer wieder im Stande aus der Luft neuen Sauerstoff aufzunehmen: $NO + O = NO_2$. Daher die Erscheinung rothbrauner Dämpfe.

Die Flüssigkeit im Glase ist also jetzt sehr verdünnte Schwefelsäure, die man dadurch verstärken kann, daß man den Vorgang, nachdem man das Glas geschüttelt hat, wiederholt. Ein hineingetauchtes Probirpapier wird sich röthen, was freilich auch schon durch schweflige Säure oder Salpetersäure bewirkt werden könnte. Man löse aber ein wenig Chlorbarium in einem Probirglase auf und gieße von dem Fabrikat etwas hinzu, es wird eine weiße Trübung entstehen, was auch noch von SO_2 herrühren könnte, dann aber durch Hinzufügen von Salzsäure wieder verschwinden würde. Verschwindet die Trübung dadurch nicht, so erkennt man daran, daß H_2SO_4 vorhanden ist.

In ähnlicher Weise, aber mit sehr vervollkommneter Einrichtung, wird die sog. englische, meist wasserhelle, Schwefelsäure, aus verbrennendem Schwefel, unter Beihülfe von Salpetersäure und Wasserdämpfen, fabrikmäßig dargestellt. Der Proceß ist eben beschrieben. Die Zersetzung der Salpetersäure findet nur einmal statt, wogegen NO wohl an 50 mal mit Sauerstoff zu NO_2 vereinigt wird. Man stellt diese beiden Vorgänge durch folgende Formeln dar:



Die Salpetersäure leistet diesen Dienst O aus der Luft aufzunehmen und an SO_2 abzugeben nicht bis ins Unendliche, weil sie zum Theil vollständig zu N oder N_2O reducirt wird, zum Theil mit den abziehenden Gasen weggeht, aber doch so oft, daß es trotz des hohen Preises der Salpetersäure möglich ist, durch deren Beihülfe die englische Schwefelsäure dennoch wohlfeil herzustellen. Der Schwefel wird verbrannt, SO_2, durch mehrere hinter einanderliegende Bleikammern geleitet, in welchen sich anfangs einige Näpfe mit HNO_3 befinden, außerdem überall Wasserdampf einströmt, welcher sich condensirend SO_3 aufnimmt und sich am Boden der Kammern als Kammersäure sammelt, dann in Platingefäßen abgedampft wird,

bis eine Säure von dem spec. Gew. 1,843 zurückbleibt. — Die Nordhäuser rauchende (oft dunkelgefärbte) Schwefelsäure dagegen wird aus grünem Vitriol bereitet; dieser giebt beim Erhitzen zuerst Wasser, dann Dämpfe von SO_3 ab, welche von Wasser oder englischer Schwefelsäure aufgenommen werden. Wegen überflüssigen SO_3 raucht die Säure an der Luft, fließt ölartig und wird deshalb Vitriolöl genannt. In der Kälte erstarrt sie zu einer eisähnlichen Masse.

56. Fortsetzung. Vorsicht.

Schwefelsäure, Glasstab, Löschpap., W.; Uhrglas, Wg., Holzspan. (Fängt man mit Nr. 56 eine Unterrichtsstunde an, so muß man den zweiten (auch wohl den dritten) Versuch zuerst einrichten, dann wird man vor Ende der Stunde schon den Erfolg wahrnehmen, wenn die Wage gut ist.)

Man bringe mit einem Glasstabe einen Tropfen Nordhäuser Schwefelsäure auf ein Papier und wische ihn nach kurzer Zeit mit Löschpapier wieder weg; das Papier ist nur wenig angegriffen. — Man bringe nochmals einen Tropfen auf das Papier, setze einen bis zwei Tropfen Wasser hinzu und wische sie nach kurzer Zeit wieder weg; das Papier ist fast zerstört. Die Ursache dieser schnelleren Zerstörung ist die durch die Mischung von Wasser und Schwefelsäure hervorgebrachte Erhitzung, die wir schon in Nr. 33 beobachtet haben werden. Daraus folgt: Hat man Schwefelsäure auf die Hände bekommen, so wische man sie trocken ab und wende dann erst Wasser an. Wegen dieser Erhitzung, die durch die heftige chemische Verbindung der Schwefelsäure mit Wasser, s. Nr. 36, entsteht, wie denn fast alle chemischen Vereinigungen Wärme entwickeln, darf man auch nie Wasser in Schwefelsäure gießen. Man riskirt, daß das durch die Erhitzung in Dampf verwandelte Wasser die Schwefelsäure umherschleudert. Man gieße in solchen Fällen die Schwefelsäure langsam in Wasser. Ist das Wasser in einem dickwandigen Glasgefäß, das also leicht springen könnte, so muß man nur kleine Portionen auf einmal zusetzen.

Die große Verwandtschaft der Schwefelsäure zum Wasser zeigt sich auch auf folgende Weise. Man setze ein größeres Uhrglas mit Nordhäuser Schwefelsäure auf die eine Schale der Wage und bringe sie ins Gleichgewicht. Nach einiger Zeit wird die Schale mit der Schwefelsäure sinken, um so schneller, je feuchter die Luft im Zimmer ist. Die Schwefelsäure reißt nämlich Wasserdampf aus der Luft an sich, wodurch ihr Volumen und ihr Gewicht vermehrt wird. Man wendet sie daher an, um Luft und entwickelte Gase zu trocknen. S. Nr. 19.

Man tauche einen Span in Schwefelsäure, er wird braun bis schwarz, als wenn er verbrannt wäre, und der Vorgang ist auch in der That fast derselbe. Die Schwefelsäure hat eine so große Neigung Wasser anzuziehen, daß sie selbst organischen Körpern, welche alle Wasserstoff und Sauerstoff aber in anderen Verbindungen enthalten, diese Elemente in dem Verhältniß, wie sie im Wasser sich finden, entreißen kann. Die Folge davon ist, daß der zurückgebliebene Kohlenstoff in seiner ihm natürlichen schwarzen Farbe zum Vorschein kommt, Nr. 42. Man braucht daher Schwefelsäure zum Braunbeizen. Die Salpetersäure wirkt anders, man sehe Nr. 41. Hat man ein Glas mit Schwefelsäure und ein Glas mit Salpetersäure, jedes mit einem Korkpfropfen verschlossen, so werden beide Pfropfen zerfressen (weshalb man diese Säuren nur in Gläsern mit Glasstöpseln aufbewahrt), aber der Pfropfen auf Salpetersäure wird gelb, der auf Schwefelsäure wird schwarz.

Die Schwefelsäure greift aber nicht alle organischen Körper mit gleicher Leichtigkeit an. Im frisch geschlagenen Leinöl, Rappsaatöl 2c. befindet sich immer eine Menge mit durchgepreßter, meistens schleimiger Theile. Man reinigt das Oel davon durch Mischung mit Schwefelsäure, welche diese Körper zuerst ergreift, verkohlt und mit zu Boden sinken läßt. Oft enthält das gereinigte Oel deshalb noch freie Schwefelsäure, läßt man es dann längere Zeit in den Lampen stehen, so mischen sich dem Oel die entstehenden schwefelsauren Metallverbindungen bei und verhindern das Brennen.

57. Indigolösung.

Indigo, Schwefels., Tss.

Man zerreibe ein wenig Indigo und feuchte ihn mit so viel Nordhäuser Schwefelsäure (Vitriolöl) an, daß er eben gelöst wird. Nach einigen Tagen gieße man Wasser hinzu, man hat dann eine schöne blaue Indigolösung, die zum Blaufärben von Wollenzeugen benutzt wird. Man bewahre die Lösung für Nr. 126 auf.

Manche Hausfrau hat das Recept dazu, selbst ihre Wolle oder Zeuge blau, auch grün zu färben, wozu gemeiniglich diese Indigolösung gebraucht wird. In diesen oft aus alter Zeit stammenden Recepten ist häufig aufgeführt: zu so und so viel Indigo nehme man für einen oder zwei Groschen Vitriolöl. Wird dies ohne Weiteres befolgt, so entstehen oft zweierlei Nachtheile.

1. Die Nordhäuser Schwefelsäure ist durch die Concurrenz mit der englischen Schwefelsäure seit einer Reihe von Jahren sehr viel wohlfeiler geworden; für einen oder zwei Groschen bekommt man jetzt oft 3mal so viel, als zu der Zeit, zu welcher das Recept vielleicht

gemacht worden ist. Bringt man diese Masse mit in den Farbekessel, so ist sie oft hinreichend, das ganze Zeug oder die Wolle mürbe und also werthlos zu machen.

2. Oft wird nicht zwischen Nordhäuser Schwefelsäure (dem eigentlichen Vitriolöl) und englischer Schwefelsäure unterschieden und die eine Sorte statt der andern gegeben. Nun ist aber die englische Schwefelsäure wegen ihres größeren Wassergehaltes nicht im Stande, den Indigo vollständig aufzulösen, die Farbe wird in dem Falle also schlechter und die Zerstörung größer.

Davon abgesehen sieht man aus diesem Versuch, daß die Schwefelsäure doch nicht alle organischen Stoffe verkohlt. Indigo ist bekanntlich ein Pflanzenstoff. Solche Ausnahmen von den Regeln giebt es in der Chemie nicht wenige; sie verlangt nicht blos Schlüsse, sondern auch Erfahrung.

58. Schwefeleisen.

Eisenfeile, Schwefelblumen, Topf, W., Wg., L., Zf.

Man mische 42 g recht feine und blanke Eisenfeile und 24 g Schwefelblumen möglichst gut durcheinander, fülle die Mischung in einen kleinen irdenen Topf, rühre noch 12 g Wasser dazwischen und stelle die Mischung dann warm hin. Die Masse wird sich erhitzen und das Wasser verdunsten. In Massen bei 50—100 Pfunden ahmte man auf diese Weise im vorigen Jahrhundert nach einer verfehlten Theorie feuerspeiende Berge nach.

Untersucht man etwa nach einer guten halben Stunde die Mischung, so findet man statt des Eisens und Schwefels eine schwarze Masse. Ein Verbind.-Gewicht von jedem, Fe, Eisen, und S, Schwefel, haben sich zu FeS, Schwefeleisen, verbunden. Das Wasser ist nur behülflich gewesen, Schwefel und Eisen in so nahe Verbindung zu bringen, daß die chemische Verwandtschaft wirken konnte, s. III, 1. Ein anderes Mittel, die unmittelbare Berührung hervorzubringen, wäre Glühen in einem bedeckten Tiegel gewesen. Das aus Fe und S hergestellte mechanische Gemenge hätte sich durch einen Magnet oder durch Schlämmen wieder trennen lassen. Die jetzt entstandene chemische Verbindung kann durch mechanische Mittel nicht wieder gelöst werden. — Man bewahre das FeS in einer Schachtel auf und versehe es mit Namen.

Wie findet man das nöthige Verhältniß zwischen Schwefel und Eisen? Die Verb.-Gew. sind nach „Allg." I S = 32, Fe = 56; in dem angegebenen Versuch waren $^3/_4 \times 32$ Schwefel und $^3/_4 \times 56$ Eisen.

Man kann diese Vereinigung als ein **Brennen im weitesten**

Sinne des Wortes ansehen, wobei dann der Schwefel den Sauerstoff vertritt. Es erfolgt auch hier eine Erhitzung, und das Eisen verliert sein metallisches Ansehen und seine Zähigkeit. Schwefeleisen und auch selbst eine Eisenmasse, die nur zum sehr geringen Theile aus Schwefel besteht, ist brüchig und hat als Metall keinen, oder fast keinen Werth. Der Sauerstoff läßt sich viel leichter vom Eisen abscheiden als der Schwefel. Die Verwandtschaft des Eisens zum Schwefel ist groß, besonders in der Hitze.

59. Eisenkies (doppelt Schwefeleisen, Schwefelkies).

Dünnwandiges Glasrohr, Schwefelkies, Kohle, L., Löthrohr.

In der Natur, sowohl in Bergwerken, in Steinkohlen, wie auch im aufgeschwemmten Lande kommt noch eine andere Verbindung von Schwefel und Eisen vor, die aber doppelt so viel Schwefel enthält, also die Formel FeS_2 hat, und demgemäß aus 56 Gew.-Th. Fe und 64 Gew.-Th. S besteht. Sie führt den Namen Schwefelkies oder Eisenkies, giebt Funken am Stahl, daher Kies genannt, wird von Schwefelsäure und Salzsäure wenig, von Salpetersäure mehr angegriffen und hat ein metallisches Ansehen wie Messing, ist im frischen Bruch und in Krystallen blank wie Gold.

Man lege ein reichlich erbsengroßes Stück davon auf Holzkohle und richte die Spitze der Löthrohrflamme darauf, bis es glüht. Es glüht dann von selbst weiter und entwickelt einen starken Geruch von SO_2. Das eine Verb.-Gew. Schwefel verbrennt, die Masse wird schwärzlich und besteht nun aus FeS, Schwefeleisen. Durch anhaltendes Glühen kann man nun auch noch den größten Theil des Restes von Schwefel austreiben, aber wegen der großen Verwandtschaft schwierig. Soweit dies aber gelingt, treten dafür zu je zwei Verb.-Gew. Eisen drei Verb.-Gew. Sauerstoff an die Stelle, so daß Fe_2O_3, Eisenoxyd gebildet wird, welches eine rothe Farbe annimmt.

Ein anderes Stückchen FeS_2 erhitze man in einem einerseits zugeschmolzenen dünnwandigen Glasrohr. Beim Glühen scheidet sich $^1/_3$ des Schwefelgehaltes ab und setzt sich als sublimirter Schwefel in Pulverform an der kalten Wand des Röhrchens und als braunes Destillat an dem erwärmten Theil desselben ab; $3FeS_2 = Fe_3S_4 + 2S$. Der erste Vorgang: Erhitzen bei Luftzutritt heißt Rösten, der zweite: Erhitzen im geschlossenen Raum heißt Brennen.

Eine völlige Umwandlung geschieht beim Eisenkies, besonders beim strahligen (Wasserkies) an der Luft, z. B. häufig in Mineraliensammlungen, durch Oxydation. FeS_2 wird zu $FeSO_4$ und H_2SO_4, und die freie Säure richtet an den Kästchen, worin die Mineralien liegen, Zerstörungen an.

In manchen Bergwerken, z. B. im Rammelsberg im Harz, giebt es ungeheure Massen FeS_2. Aus den in Nr. 58 angeführten Gründen kann man es aber nicht in Eisen verarbeiten. Man kann durch Rösten in geeigneten Oefen daraus SO_2 zur Darstellung von englischer Schwefelsäure gewinnen, wobei Fe_2O_3, Eisenoxyd, Colcothar oder Todtenkopf zurückbleibt.

Der Schwefel hat nicht bloß große Verwandtschaft zum Eisen, sondern auch zu vielen andern Metallen, die deshalb in der Natur häufig als Schwefelmetalle vorkommen, z. B. Kobalt, Zink, Blei, Wismuth, Kupfer, Antimon ꝛc., s. **II. II. B.** c. Es giebt kein Metall, mit welchem der Schwefel sich nicht verbinden ließe. Auch das Silber verbindet sich gern mit Schwefel. Man lasse einen silbernen Eßlöffel in gekochten Erbsen oder Eierdotter, die beide Schwefel enthalten, stehen, er wird schwarz, die Oberfläche hat sich in Schwefelsilber, AgS, verwandelt.

100 kg FeS und 100 kg FeS_2, wie viel Eisen und wie viel Schwefel enthält jedes? (Zus. 89,69 S.)

60. Schwefelwasserstoff.

3 Mdgl., W., Pfr. mit Glr., Schwefeleisen, Schwefelsäure.

Im Freien oder bei offenen Fenstern mache man folgenden Versuch. Man nehme zwei Medicingläser, fülle das eine voll recht kalten Wassers, in das andere thue man 5—10 g Schwefeleisen, Nr. 58, übergieße es mit etwas Wasser, und nachdem man sich einen durchbohrten Pfropfen mit Glasröhre (Fig. 10) zurecht gemacht und für guten Verschluß gesorgt hat, gieße man eben so viel Schwefelsäure als Schwefeleisen hinzu, setze schnell den Pfropfen mit der Röhre auf und lasse das längere Ende der Röhre in das andere Glas bis auf den Grund des Wassers reichen.

Es beginnt Gasentwickelung. Zuerst wird die atmosphärische Luft aus dem einen Glase in das andere getrieben und steigt dort in die Höhe. Dann folgt aber ein Gas von abscheulichem Geruch (gleich faulen Eiern), von dem das kalte Wasser (dessen Gefäß man noch in eine Schale mit kaltem Wasser oder Schnee stellen kann) ein 2—3faches Volumen auffängt, der Rest verbreitet sich dann im Zimmer. Es ist Schwefelwasserstoff, H_2S, also 2 Gew.-Th. Wasserstoff und 32 Gew.-Th. Schwefel.

Sowie der Geruch im Zimmer stark wird, hebe man das Glas mit dem Entwickelungsrohre aus dem Wasser und halte ein Licht an die Oeffnung; es wird unter Entwickelung von SO_2, wie in Nr. 33, brennen. Darauf bringe man das Entwickelungsglas ins Freie, fülle aus dem andern Glase ein kleineres zum späteren Gebrauch ganz voll,

pfropfe beide gut zu und versehe sie mit der Aufschrift Schwefelwasserstoffwasser.

Der chemische Vorgang besteht darin, daß das Schwefeleisen, FeS, und die Schwefelsäure, H_2SO_4, Metall und Wasserstoff gegen einander austauschen, wobei das zweiwerthige Eisen (s. Allg. III. 10) für 2 H eintritt. Die freiwerdenden Elemente, S und 2 H, verbinden sich im Augenblicke der Entstehung (in statu nascendi) mit einander zu H_2S, Schwefelwasserstoff. Wasserstoff und Schwefel kann man sonst nicht direct mit einander vereinigen, aber im Augenblick der Entstehung, oder besser, des Freiwerdens wirkt die chemische Verwandtschaft stärker, als sonst. Das entstehende H_2S hat die Zusammensetzung des Wassers, wenn man S das O vertretend denkt, vgl. Allg. III. 10. Da H_2S ein Gas ist, entweicht es gasförmig aus der Mischung, wird aber theilweise von dem Wasser im anderen Glase absorbirt.

Das Gas ist, wie sich aus den Bestandtheilen schon vermuthen läßt und der Versuch zeigt, sehr brennbar, aus $H_2S + 3\,O$ entsteht $H_2O + SO_2$. Mit Sauerstoff gemischt explodirt es ebenso wie H — Nr. 34 —, CH_4 — Nr. 40 — und C_2H_4 — Nr. 51. — Es ist schädlich einzuathmen, man sorge daher für baldige Auslüftung des Zimmers.

Warum riecht es wie faule Eier? oder besser: warum riechen faule Eier nach Schwefelwasserstoff? Schon in voriger Nummer ist angedeutet, daß Eier Schwefel enthalten, der beim Faulen (Zersetzung bei Luftabschluß), sich mit dem dann zugleich freiwerdenden Wasserstoff verbindet. Das Gas entsteht überall, wo schwefelhaltige Stoffe faulen, z. B. in Privets, selbst in den Gedärmen, wo es dem sich dort bildenden Sumpfgas oder leichtem Kohlenwasserstoffgas, CH_4, Nr. 49, meistens beigemischt ist. Schlächtern, die oft bei Lichte die Gedärme der geschlachteten Thiere öffnen, ist die Brennbarkeit der manchmal darin enthaltenen Gase bekannt. Die größere oder geringere Menge des beigemischten H_2S, hängt natürlich von dem Schwefelgehalte der Nahrungsmittel ab.

Warum muß man fast gleich viel Schwefelsäure, H_2SO_4, und Schwefeleisen, FeS, — 98 : 88 zu dem Versuche in dieser Nr. nehmen?

61. Schwefelwasserstoffwasser.

Schwefelwasserstoffwasser, Pbp., Silber, Visitenkarte.

Schwefelwasserstoff ist keine sehr feste Verbindung, namentlich ist die Verwandtschaft des Schwefels zu Metallen viel größer als zum Wasserstoff. Indem man nach voriger Nummer das kleinere Gefäß

mit Schwefelwasserstoffwasser möglichst gut verpfropft für künftigen Gebrauch aufbewahrt, wende man den Rest zu folgenden Versuchen an.

Man gieße einige Tropfen Schwefelwasserstoffwasser auf blaues Probirpapier, es wird geröthet, H_2S ist also eine Säure, wie z. B. die Salzsäure, HCl *).

Man gieße einen Tropfen auf eine blanke Münze, einen silbernen Löffel ꝛc. und lasse ihn 5—10 Minuten darauf. Man sieht bald, wie der Fleck braun und endlich schwarz wird. Der Schwefel verbindet sich also auch in dieser Gestalt mit Silber oder Kupfer.

Hat man eine mit Bleiweiß überzogene Visitenkarte, Adreßkarte — die meisten derselben sind mit Bleiweiß überzogen, — so halte man sie angehaucht einige Secunden über die Oeffnung des Glases, sie wird braun oder schwarz. H_2S tauscht die beiden H gegen das zweiwerthige Pb im Bleiweiß aus, es entsteht schwarzes PbS. Aus demselben Grunde werden Gegenstände in der Nähe von Privets, Kloaken, Schwefelbädern ꝛc., welche mit Bleiweißfarben angestrichen sind, durch das sich dort entwickelnde Schwefelwasserstoffgas geschwärzt. Dieselbe Verbindung, Schwefelblei, kommt in vielen Bergwerken in Massen vor und wird auf Blei verarbeitet; es ist von bläulichem, starkem Metallglanze, fast wie Blei und wird gewöhnlich Bleiglanz genannt.

62. Schwefelwasserstoffwasser als Reagens.

Glas mit W., Bleizucker, Schwefelwasserstoffw.

Wegen dieser Neigung des Schwefelwasserstoffs mit verschiedenen Metallen Sulphide zu bilden, welche in Wasser unlöslich sind und daher auch in kleinen Mengen Färbung oder Trübung des Wassers verursachen, ist der Schwefelwasserstoff eins der wichtigsten Reagentien geworden.

Man nehme ein Bierglas voll Wasser und löse darin so viel Bleizucker, essigsaures Bleioxyd, als ein Nadelkopf groß ist, auf; das Wasser bleibt klar **). Man gieße ein wenig Schwefelwasserstoffwasser hinzu; das Wasser wird dunkel getrübt, es bildet sich wieder Schwefelblei, das sich nachher niederschlägt. Oft werden Flüssigkeiten, die man genießen will, mit solchen metallischen Stoffen bei der Fabrikation oder Behandlung verunreinigt, z. B. der Essig mit Kupfer, der Wein

---

*) Die ältere Chemie unterscheidet die sauerstofffreien Säuren als „Wasserstoffsäuren" von den Säure-Anhydriden als „Sauerstoffsäuren".

**) Ist der Bleizucker zum Theil verwittert, so wird die Lösung wegen überschüssiger Basis leicht trübe; ein Tropfen Essigsäure oder Essig wird die Lösung klar machen, ähnlich wie die Schwefelsäure in Nr. 5.

mit Bleizucker. Das Schwefelwasserstoffwasser ist ein Mittel, solche Beimischungen zu erkennen. Wein und Essig müssen davon keine dunkle Färbung annehmen, geschweige denn einen schwärzlichen Niederschlag geben. Eben so kann man auch Trinkwasser, das durch bleierne Röhren geleitet worden ist, prüfen, ob es Bleigehalt angenommen hat. Bei dieser Prüfung geht man sicher, wenn man 2 gleiche, möglichst hohe Gefäße von weißem Glase auf weißes Papier stellt, mit einigen Tropfen reiner Salzsäure ansäuert und zu dem einen Schwefelwasserstoffwasser hinzusetzt; die Färbung darf nicht eine Spur dunkler werden wie in dem anderen Gefäße.

Die gewöhnlichen, inwendig glasirten Kochtöpfe (Steingut) erhalten ihre Glasur meistens auf die Weise, daß sie vor dem Brennen mit einem dünnen Brei übergossen werden, der aus Bleiglätte, Bleioxyd, PbO, Braunstein und magerem Thon mit Wasser angerührt besteht., s. Nr. 128. Beim Brennen verbindet sich das Bleioxyd mit der Kieselsäure, Quarz, SiO_2, des Thons zu kieselsaurem Bleioxyd, einer Art Glas, die man Glasur nennt, wodurch die Töpfe wasserdicht werden. Trifft es sich nun, daß mehr Bleioxyd aufgetragen wird, als sich mit der Kieselsäure verbinden kann, oder daß die Hitze im Brennofen nicht hinlänglich gewesen ist, um diese Verbindung vollständig zu machen, so bleibt ein Theil des Bleioxyds unverbunden, wird von Fruchtsuppen und anderen sauren Speisen aufgelöst und bewirkt, je nach der genossenen Menge Unwohlsein oder eine gefährliche Bleivergiftung. Will man sich dagegen sicher stellen, so koche man Wasser mit einem guten Zusatz Essig in dem neugekauften Topfe, und untersuche, wie beim Trinkwasser angegeben. Beobachtet man dunklere Färbung, so prüfe man auch den Essig, ob an ihm die Schuld liege. Ist letzteres nicht der Fall, so schlage man den Topf entzwei, er ist giftig.

Den Rest des Schwefelwasserstoffwassers in diesem Glase, das man in sofortigen Gebrauch genommen hat, stelle man leicht zugepfropft mehrere Tage, womöglich dem Lichte ausgesetzt, hin. Der Boden wird sich mit einem feinen, hellen Pulver bedecken. Die Verbindung H_2S ist nämlich so lose, daß der Wasserstoff sich mit dem Sauerstoff der über der Flüssigkeit befindlichen Luft zu H_2O, Wasser, verbindet und also den Schwefel fallen läßt.

6. Phosphor (Phosphorus).*)

63. Phosphor, Phosphorsäure.

Feuerschaufel, Löschpap., Phosphor, Tasse mit W., Holzkohle, Aether, Schwefelkohlenstoff.

Will man es sich nicht zur unbedingten Regel machen, den Phosphor, den man in einem verpfropften Glase unter Wasser an einem dunklen Orte aufbewahrt, mit Vorsicht zu behandeln, namentlich ihn nur unter Wasser zu zerschneiden und ihn nicht mit den Fingern anzufassen, so überschlage man lieber diese Versuche. Sollte er sich dennoch zur Unzeit entzünden, so muß das Brennende gleich unter Wasser getaucht werden.

Man lege auf eine Feuerschaufel ein Stück weiches, mehrfach zusammengefaltetes Löschpapier, auf dieses eine oder einige dünne Scheiben Phosphor (das Wasser wird mit Löschpapier abgetupft) und schabe von einer eben geglühten, völlig abgekühlten Holzkohle einen feinen Kohlenstaub über den Phosphor, daß derselbe dadurch ganz bedeckt wird, bleibe aber ja mit den Fingern davon. Nach einiger Zeit schmilzt er und entzündet sich. — Die Kohle verdichtet wegen ihrer großen Porösität eine Menge atmosph. Luft, wodurch an sich nach physikalischen Gesetzen Erwärmung entsteht, außerdem wird der Sauerstoff dadurch in Menge dem Phosphor nahe gebracht, wodurch seine Entzündung entsteht. Der Phosphor entzündet sich an der atmosph. Luft bei ungefähr 60° C. (48° R.), er schmilzt schon bei 44,2° C.

Man nehme ein Gläschen mit ein wenig Aether, lege etwa so viel Phosphor als eine halbe Erbse hinein, pfropfe wohl zu und lasse es, von Zeit zu Zeit geschüttelt, einige Tage stehen. Ein Theil des Phosphors wird sich im Aether gelöst haben. Hat man nun recht feines, weiches, weißes Löschpapier, so drücke man es etwas zusammen und gieße von der Phosphorlösung darauf. Der Aether entweicht, wodurch die Temperatur freilich erniedrigt wird; dennoch entzündet sich gleich darauf der Phosphor, falls das Papier dazu geeignet war. Die feine Vertheilung des Phosphors, in Folge deren jedes Partikelchen ringsum mit dem Sauerstoff der Luft in Verbindung kommt, ist neben der großen Verwandtschaft die Ursache. Noch leichter gelingt der Versuch, wenn man statt des Aethers Schwefelkohlenstoff, CS_2, verwenden kann.

---

*) Ableitung vom gr. phos = Licht und phoros = Träger.

Brennender Phosphor verbindet sich mit Sauerstoff zu P_2O_5, d. h. also 62 Gew.-Th. Phosphor mit 5 × 16 Gew.-Th. Sauerstoff zu Phosphorsäure-Anhydrid.

Legt man ein Stück Phosphor an die Luft, so verbindet es sich langsam, ohne im engern Sinne zu brennen, mit Sauerstoff zu P_2O_3, Phosphorigsäure-Anhydrid, das zugleich Wasser aus der Luft anzieht und damit zerfließt und zum Theil in die eigentliche Phosphorsäure übergeht. $P_2O_3 + 2\,O = P_2O_5$; $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$. Auch der weiße im Dunkeln leuchtende Nebel, mit dem der Phosphor sich an der Luft umgiebt, ist zum Theil P_2O_3; seine Absorption (Einsaugung) durch die poröse Kohle und sein weiteres Verbrennen zu P_2O_5 bewirkt die Wärme, wodurch das Ganze entzündet wird.

Wie viel Procent O enthalten P_2O_5 und P_2O_3?

64. Reibzündhölzchen.

Reibt man ein Phosphor-Zündhölzchen an, so erscheint zuerst eine schnell auflodernde Flamme, die einen weißen Rauch verbreitet, bald darauf eine bläuliche Flamme, die schweflige Säure entwickelt. Die erstere Flamme ist der brennende Phosphor; der weiße Rauch ist das Product dieser Verbrennung, P_2O_5, wird glühend und macht die Flamme leuchtend. Sie ist bei gewöhnlicher Temperatur ein fester Körper, hat aber so große Verwandtschaft zum Wasser, daß sie schnell Feuchtigkeit aus der Luft anzieht, damit ein Hydrat, die eigentliche Phosphorsäure, H_3PO_4, bildet, Nr. 36, und sich dampfförmig vertheilt, so daß sie in dieser Vertheilung unsichtbar wird. Das Anzünden, Nr. 23, kann hier durch Reiben geschehen, da eine geringe Reibung leicht eine Wärme von 60° C hervorbringen kann.

Die Phosphor-Zündhölzer werden erst als Schwefelhölzchen fertig gemacht, dann in einen Brei von Phosphor, Wasser, Gummi und einem sauerstoffreichen Körper, Mennige, Braunstein, chlorsaures Kali oder Salpeter, getaucht, dann vorsichtig getrocknet. Das Gummi soll die Masse befestigen und den Phosphor gegen die Luft schützen, s. Nr. 63, Schluß; der sauerstoffreiche Körper soll einen Theil seines Sauerstoffs abgeben, um das Brennen zu befördern. Rothe Zündhölzchen sind vorzugsweise mit Mennige, Pb_3O_4, braune mit Bleihyperoxyd, PbO_2, braunschwarze mit Braunstein, MnO_2, stark explodirende mit chlorsaurem Kali, $KClO_3$, angefertigt. — Die phosphorfreien Zündhölzer enthalten statt P Substanzen, welche durch Reiben explodiren und deren es mehrere giebt, s. Nr. 148, gewöhnlich ist auch $KClO_3$ darunter. Man macht damit die Vergiftungen durch P unmöglich, hat aber beim Anreiben die Unannehmlichkeit des Explodirens.

65. Gewinnung der Phosphorsäure und des Phosphors.

Knochen, Wg., Leinen, Tss., St., Schwefelsäure.

Man wäge einen Knochen und glühe ihn dann einige Stunden (was meistens wohl im Hause wird geschehen müssen, auch durch die Schüler). Er wird erst schwarz, der darin enthaltene Leim verkohlt, wie das in Nr. 42 angegeben ist. Wird die Masse in diesem Stadium zermalmt, so bildet sie das käufliche Beinschwarz, das oft den vornehmeren Namen gebranntes Elfenbein führt. Glüht man aber den Knochen weiter, bis auch die Kohle des Leims verbrannt ist, so wird der Knochen wieder weiß. Man wäge ihn nun wieder und man wird finden, daß er ungefähr um $^1/_5$—$^1/_2$ leichter geworden ist. Dieser Rest ist Knochenerde und besteht meistens aus dreibasisch phosphorsaurem Kalk, $Ca_3P_2O_8$. Die Phosphorsäure, H_3PO_4, kann nämlich 3H durch Metalle ersetzen lassen und heißt daher dreibasisch. Sie kann drei Reihen von Salzen bilden, je nachdem $^1/_3$, $^2/_3$ oder aller Wasserstoff durch Metalle vertreten wird. In der Knochenasche sind alle 6 Wasserstoffatome zweier Moleküle durch 3 Atome des zweiwerthigen Ca ersetzt. Man pulverisire 30 g davon, übergieße es mit 150—200 g Wasser und 20 g Schwefelsäure und lasse die Mischung einige Tage in der Wärme stehen, d. h. digeriren, während welcher Zeit man sie oft umrührt. Hierauf presse man die Masse durch dichtes Leinen. Das Gelöste enthält die Phosphorsäure, in welcher noch $^1/_3$ des Wasserstoffs durch Ca ersetzt ist; dagegen ist der Rückstand Gyps, $CaSO_4 + 2H_2O$. Der Vorgang läßt sich durch folgende Formel zeigen: $Ca_3P_2O_8 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + CaH_4P_2O_8$. In diesem Zustande wird die Phosphorsäure, ohne von dem Gyps getrennt zu werden, zur Düngung der Felder verwandt und ist, wenn der Boden arm an Phosphorsäure ist, ein vortreffliches Düngungsmittel, dessen Schwefelsäure und Kalk hier auch mit in Rechnung zu bringen ist. Zu dem Zwecke zermalmt man auch die Knochen ungebrannt und setzt so viel Schwefelsäure und Wasser hinzu, daß saurer phosphorsaurer Kalk entsteht. Man nennt dies Löslichmachen der Phosphorsäure das Aufschließen und das Product je nach dem Ursprung aufgeschlossene Knochenerde oder allgemein Superphosphat.

Aus dem durchgeschlagenen sauren phosphorsauren Kalk wird dann ziemlich umständlich durch Eindampfen, Vermischen mit Kohle und Erhitzen unter Abschluß der Luft bis zum Weißglühen der Phosphor gewonnen. Früher wurde der Phosphor aus dem Urin dargestellt. (Zweimal entdeckt, 1669 von Brandt in Hamburg, bald darauf von Kunkel von Löwenstern, geboren in oder bei Rendsburg.)

Ein erwachsener Mensch hat in seinem Körper

9 —	12	Pfd.	Knochen, darin
6 —	8	„	Knochenerde, darin
5 —	7	„	phosphorsauren Kalk, darin
$2^1/_4$—	3	„	Phosphorsäure, darin
1 —	$1^1/_2$	„	Phosphor. (Nach Stöckhardt.)

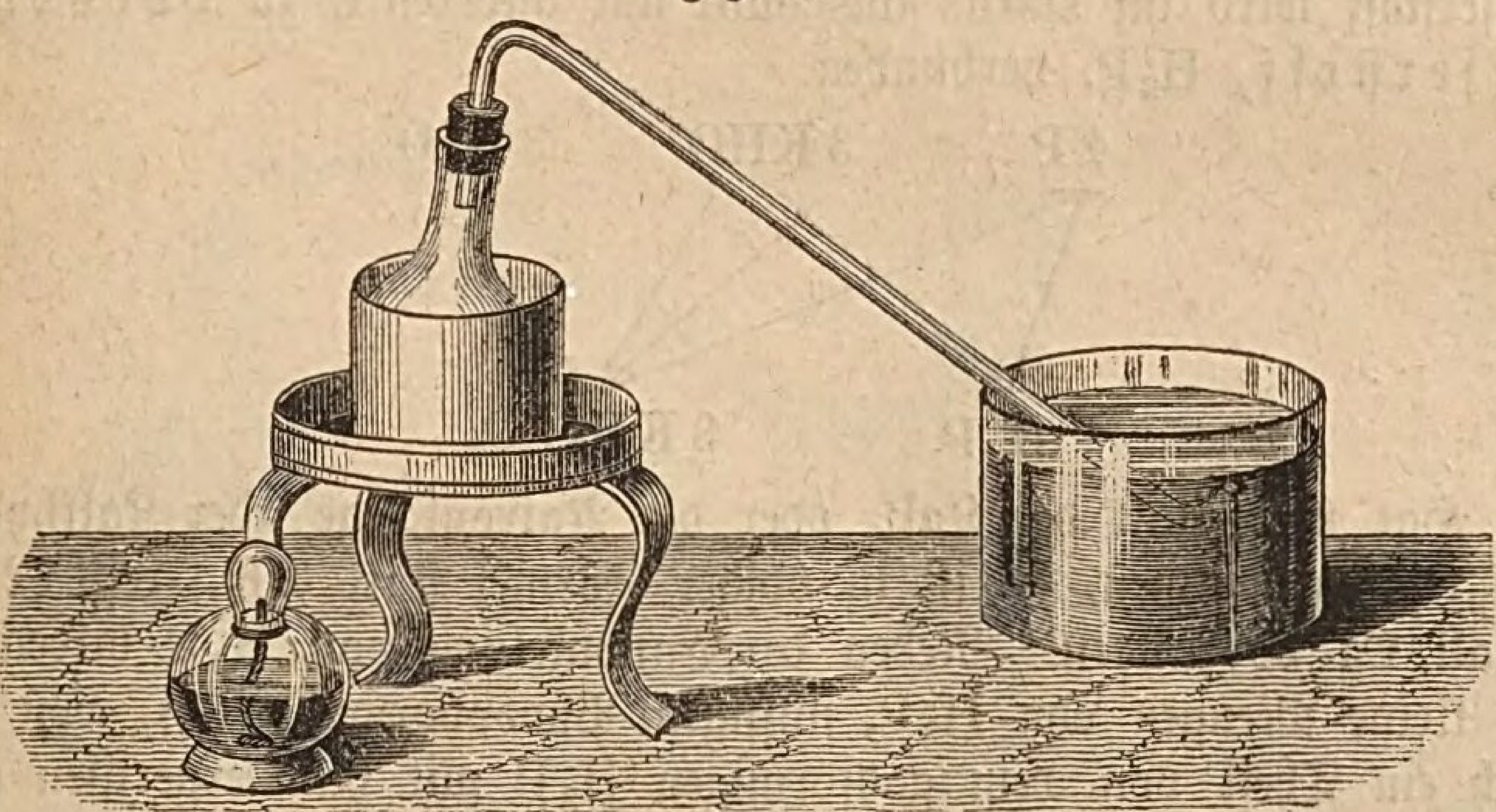
Phosphorsäure und Kalk sind also zur Ernährung, zur Fleisch- und namentlich Knochenbildung durchaus erforderlich. Deshalb wird in manchen Haushaltungen dem Brotmehl beim Ansäuern etwas Kalkwasser, s. Nr. 4, hinzugesetzt, weil es den Getreidearten im Verhältniß zu ihrer Phosphorsäure an Kalk fehlt. Dies empfiehlt sich besonders in Gegenden, wo man Weichwasser trinken muß.

66. Phosphorwasserstoffgas.

Blechtopf, Zf., Kfl. mit Pfr. u. Glr. (Bindfaden), L., Bierglas, W., Kochsalz, P, Aetzkali- oder Natronlauge, Rhalter (gelöscht. Kalk).

Man stelle sich einen Apparat, wie Fig. zeigt, zurecht, thut aber wohl, auch den Retortenhalter mit anzubringen, um das Entwickelungsglas am Halse oder Entwickelungsrohr festzuhalten; auch lese man vorher Nr. 21 nach. — Als Entwickelungsglas nimmt man eine kleine Kochflasche, oder ein kleines, bauchiges Medicinglas, den Bauch etwa von 5 cm Durchmesser. Beim Kochen im Bade ist ein Zerspringen nicht zu befürchten.

Fig. 13.

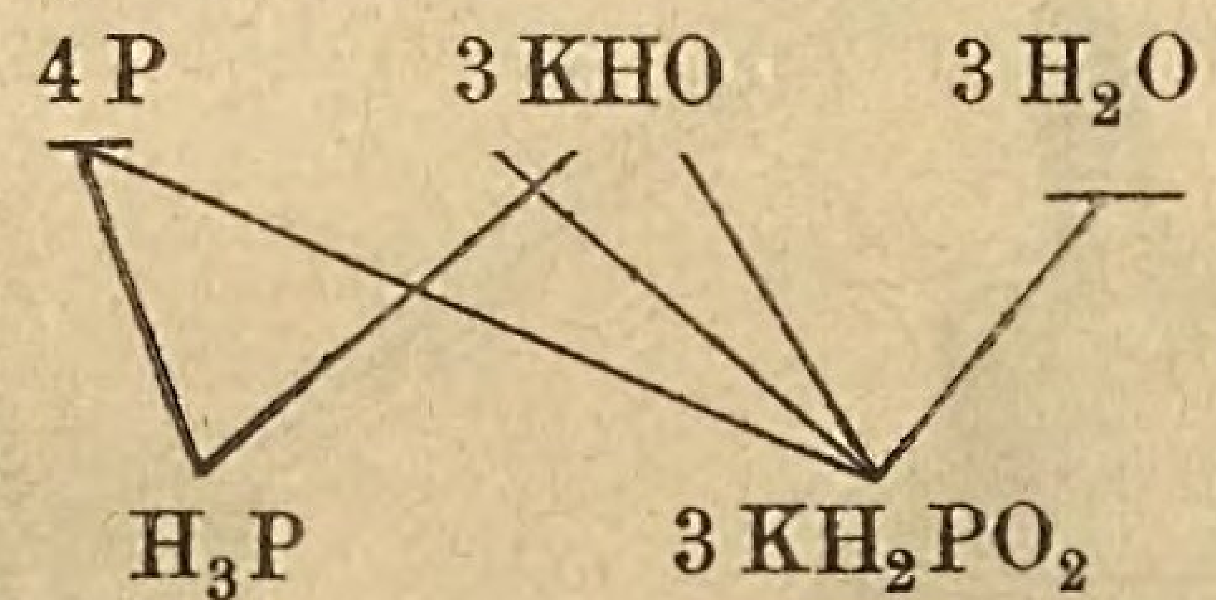


Man fülle nun das Entwickelungsglas nahezu vollständig mit concentrirter Kali- oder Natronlauge — oder in Ermanglung einer solchen mit einem ziemlich dünnen Brei aus frisch gelöschtem Kalk — an, werfe einige kleine Stückchen Phosphor hinein, erwärme gelinde, bis man annehmen kann, daß der größte Theil der atmosphärischen Luft aus der Flasche verdrängt

ist, und setze dann erst den Pfropfen auf.*) Derselbe muß fest hineingeschoben werden, damit er nicht ausgedrängt wird, das Rohr nur eben durch den Pfropfen reichen, Alles recht dicht sein. Das Entwickelungsrohr reicht einen kleinen Finger breit unter das Wasser des Bierglases. In das Wasser des Kochtopfes endlich, das den Bauch des Glases bedecken muß, wird so viel Kochsalz geworfen, als darin sich auflösen will, s. Nr. 21. Man bringe ihn nun zum Kochen; ein Ueberkochen des Glases ist nicht bedenklich, das Uebergekochte fließt dann durch die Röhre ins Bierglas hinüber. — Das Experiment kommt oft erst nach längerem Kochen zu Stande. Ist es beendigt oder muß man das beendigen, weil sich kein Gas entwickeln will, so thut man es in diesem Falle am gefahrlosesten, indem man zuerst die Lampe wegnimmt, wovon das Zurücksteigen, s. Nr. 22, eine hier nützliche Folge ist, weil es die weitere Entwickelung des Gases verhindert.

Gelingt das Experiment, so kommen die Gasblasen eine nach der anderen aus dem Wasser in die Höhe, verpuffen sogleich und ein weißer, geringelter Rauch steigt in die Höhe. — Die noch immer problematischen Irrlichter durch dieses Experiment erklären zu wollen, ist unnütz, da ein augenblickliches Verpuffen bei dieser Erscheinung nicht beobachtet wird.

Der chemische Vorgang geschieht so, daß P aus KHO den Wasserstoff verdrängt und unter gleichzeitiger Aufnahme von Wasser, H_2O, unterphosphorigsaures Kali, KH_2PO_2, bildet. Der frei werdende Wasserstoff wird im status nascendi mit anderen P zu Phosphorwasserstoff, H_3P, verbunden.



Hat man statt der Kali- oder der Natronlauge aber Kalkhydrat, CaH_2O_2, genommen, so ist in obiger Formel statt 2 K, resp. 2 Na, überall Ca vorhanden. Neben der Entwickelung von H_3P bilden sich auch kleine Mengen von H_2P, flüssigem Phosphorwasserstoff, von dem jedoch ein Theil von dem gasförmigen H_3P mit hinübergerissen wird und die Selbstentzündung an der Luft hervorbringt. Die dadurch entstehenden weißen Rauchringeln sind P_2O_5, woneben H zu H_2O verbrennt.

*) Unterläßt man das vorherige Austreiben der Luft, so kann leicht durch Vermischen des sich entwickelnden H_3P mit derselben eine Explosion im Inneren des Glases eintreten und letzteres zertrümmert werden. Aehnlich wie in Nr. 34, 49, 51 und 60.

Man kann dies Gas auch mit Hülfe der pneumatischen Wanne auffangen, um eine Menge davon auf einmal verbrennen zu lassen. Es ist wünschenswerth, daß dies wenigstens vorläufig unterbleibe. Bewahrt man das H_3P einige Zeit auf, so entzündet es sich nicht mehr von selbst bei Berührung der Luft, weil H_2P sich ausgeschieden hat, läßt sich aber außerordentlich leicht anzünden.

---

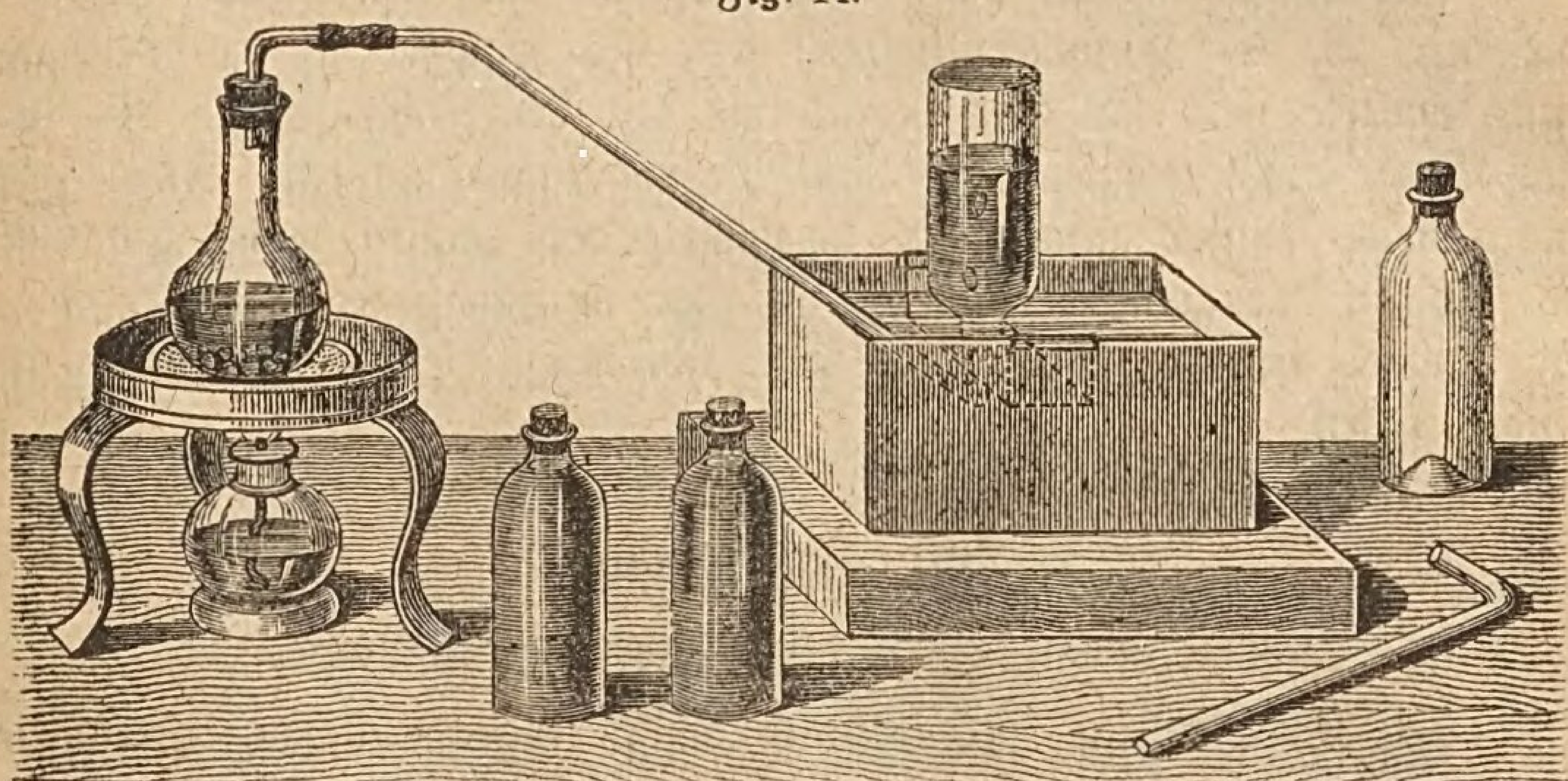
7. Chlor (Chlorum) *).

67. Chlor.

Kfl., Braunstein, Salzs., Wg., 2 Pfr. mit Glr. nach Fig., 3f., Sandbad, L., Rhalter, pneum. Wanne, 3 Gl. mit W., 1 Gl. trocken, Pfr. — Ammoniak.

In einer Kochflasche übergieße man 10 g gepulverten Braunstein mit 60 g Salzsäure, stelle die Entwickelungsflasche in ein Sandbad, s. Nr. 21, worin sie vom Retortenhalter festgehalten wird, und füge an das Knieröhrchen, das durch den Kork hindurchgeht, ein unten etwas gekrümmtes Entwicklungsrohr, das in die pneumatische Wanne führt. Ein längeres Knierohr lege man daneben; außerdem stelle man zurecht ein Medicinglas mit ziemlich warmem Wasser, 2 mit kaltem Wasser, 1 leer und trocken, bei jedem lege man einen gut dazu passenden Pfropfen hinzu.

Fig. 14.



*) Chlorus, gr., = gelbgrün.

Bald, nachdem man die Lampe mit nicht starker Flamme unter das Sandbad gestellt hat, wird die Chlorentwickelung beginnen. Sobald die aus dem Entwickelungsrohr aufsteigenden Luftblasen einen stechenden Geruch haben, die atmosphärische Luft also größtentheils entwichen ist, lasse man das Glas mit warmem Wasser ganz, die mit kaltem Wasser zu $^2/_3$ mit Chlor gefüllt werden, verpfropfe sie unter Wasser und stelle sie aufrecht hin. Darauf nehme man das wenig gebogene Rohrende heraus und lege das Knierohr an den kurzen Kautschukschlauch und lasse es bis auf den Boden des leeren trockenen Glases reichen.

Man wird die grünliche Farbe des Chlors, von welcher es seinen Namen bekommen hat, schon in den ersten Gläsern bemerkt haben. Bei dem Versuche mit diesem letzten Glase kann man außerdem noch das bedeutende specifische Gewicht desselben erkennen (c. $2^1/_2$ Mal so schwer als atmosph. Luft), indem es das Glas von unten anfüllt und die atmosph. Luft vor sich her austreibt. Ist die grünliche Farbe bis oben gestiegen, so hebe man den Retortenhalter mit Entwickelungsglas und Rohr langsam in die Höhe und verpfropfe auch dies Glas.

Das Chlor wirkt sehr schädlich auf die Athmungsorgane, deshalb trage man Sorge, daß möglichst wenig Chlor ins Zimmer entweiche, bringe, sobald die Entwickelung aufhören soll, den Apparat möglichst schnell hinaus, und wenn dennoch das Chlor sich bedeutend verspüren läßt, so gieße man Ammoniak und Spiritus auf Tücher und fahre damit durch die Luft. Mit dem schnell flüchtig werdenden Ammoniak bildet das Chlor weiße Dämpfe von Salmiak, der gänzlich unschädlich ist.

Schließlich nehme man die Pfropfen von den beiden Gläsern, die nur zu $^2/_3$ Chlor enthalten, setze den Finger auf die Oeffnung und schüttele sie. Es geht damit wie mit der Kohlensäure, Nr. 44, das Chlor wird größtentheils vom Wasser aufgenommen. Man gieße dann beide Gläser zusammen, verstöpsele das gefüllte wohl und hülle es bis zu weiteren Versuchen, mit der Aufschrift Chlorwasser, in dunkles Papier völlig ein, lasse überhaupt keins der Gläser im Lichte stehen.

68. Fortsetzung.

Pbp., Pbgl., W., Dinte, Chlorw. u. Chlorgas.

Die Entwickelung des Chlors hängt folgendermaßen zusammen: In der Kochflasche war Salzsäure, Chlorwasserstoff, HCl, und Braunstein, Manganhyperoxyd, MnO_2. Es tritt nun eine gegenseitige Auswechslung der Bestandtheile ein, indem sich der Wasserstoff mit dem

Sauerstoff, das Chlor lieber mit dem Mangan verbindet. Die ältere Chemie nennt dies doppelte Wahlverwandtschaft, s. Nr. 83. Als Resultat der chemischen Reaction erhält man Manganchlorid, $MnCl_2$, sämmtlichen Sauerstoff mit Wasserstoff zu $2H_2O$ verbunden, also 2Cl aus der Verbindung in Freiheit gesetzt. $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl$.

Den Geruch des Chlors wird man bei der Entwickelung desselben zur Genüge kennen gelernt haben. Soll sonst Jemand noch ihn kennen lernen, so lasse man ihn vorsichtig am Chlorwasser, nicht am Gase selbst, riechen.

Man stecke in das letzte Glas einen Streifen feuchtes Lackmuspapier oder einige farbige Blumenblätter, die Farbe wird bleichen, wogegen die Farbe trockener Körper vom Chlor nicht angegriffen wird. Man gieße in ein Probirglas ein wenig Wasser und füge so viel Dinte hinzu, daß es davon wie Dinte aussieht, gieße dann Chlorwasser hinzu, das Wasser wird wieder hell. So auch Wein, Bier, rothe Dinte und allerlei Pflanzenfarben, sie verschwinden. Deshalb braucht man das Chlor zum Bleichen, aber meistens nicht in dieser Gestalt, sondern als Chlorkalk, s. Nr. 107.

Das Chlor nimmt der Dinte die schwarze Farbe, die Kleesäure auch, s. Nr. 48, aber beide thun es auf eine verschiedene Weise. Die Kleesäure eignet sich das Eisen an, das Chlor entwendet den organischen Stoffen den Wasserstoff und bildet damit HCl, wodurch die Stoffe und namentlich die Farben zerstört werden, indem ihnen einer ihrer wesentlichen Bestandtheile entrissen wird. Zunächst zerstört das Chlor freilich die Farben, dann aber greift es auch die Pflanzenfaser an und macht sie mürbe. Wird das Chlor aber zu rechter Zeit vollständig entfernt, so ist es ein vorzügliches Bleichmittel und schadet den gebleichten Stoffen nicht. Man nennt diese Art zu bleichen die Schnellbleiche, die durch Nachlässigkeit in der Handhabung bei manchem in Verruf gekommen ist, s. Nr. 142.

Wie viel käufliche Salzsäure gebraucht man auf 10 g MnO_2 zur Chlorentwickelung? — Molekulargewicht des $MnO_2 = 87$, von $4HCl = 146$; auf 10 g MnO_2 braucht man daher $1460 : 87 = 16{,}8$ g HCl. Aber HCl ist ein Gas, welches in der käuflichen Salzsäure in Wasser gelöst und darin höchstens zu 40 Procent vorhanden ist; man nimmt also für 40 g HCl-Gas 100 g, für 16,8 g daher 42 g käufliche Salzsäure. Da nun aber die Salzsäure gewöhnlich unter 40 Procent HCl enthält, außerdem ein Ueberschuß derselben weder kostspielig noch nachtheilig ist, so sind in Nr. 67 60 g Salzsäure vorgeschrieben.

69. Weitere Versuche mit Chlor.

Chlorw., Theelöffel, Gl., Zündhölzchen, Gl. m. übelriech. W., s. Nr. 107.

Man gieße in einen Theelöffel einige Tropfen Chlorwasser und nehme sie in den Mund, man kann sie ohne Gefahr niederschlucken, der Geschmack ist herbe und zusammenziehend. Chlorwasser wird oft zu Medicamenten gebraucht.

Man gieße ein kleines Glas voll Chlorwasser, pfropfe es gut zu und stelle es einige Tage ins Sonnenlicht. Hat sich dann ein wenig Luft darüber gesammelt, so halte man beim Abnehmen des Pfropfens ein glühendes Zündhölzchen daran. Ist genug da, so wird es sich als Sauerstoff zeigen, s. Nr. 30. Schmeckt man jetzt ein wenig des Wassers, so wird man einen ganz andern, einen sauern Geschmack wahrnehmen. Das Chlor hat nämlich unter Beihülfe des Lichts dem Wasser seinen Wasserstoff entzogen und damit HCl, Salzsäure, gebildet, wodurch der Sauerstoff abgeschieden worden ist. Im Dunkeln ist es dazu nicht fähig. Deshalb werden Medicamente, in denen Chlorwässer enthalten ist, oder die überhaupt vom Lichte verändert werden, von den Apotheken nur in schwarzen oder mit schwarzem Papier überklebten Gläsern abgegeben.

Man mische etwas Wasser mit übelriechenden Stoffen (Mistjauche, Wasser aus Blumenvasen ꝛc.), gieße dann nach und nach Chlorwasser hinzu. Der faule Geruch nimmt ab und verschwindet zuletzt, gießt man aber noch mehr hinzu, so hat man dafür den Chlorgeruch. So werden auch schlechte Gerüche, Krankheitsstoffe, die in Zimmern, Kellern, an Kleidern sich befinden, durch Entwickelung von Chlorgas zerstört. Die Entwickelung macht man aber einfacher. Man kauft sich etwa 250 g Chlorkalk, der sehr wohlfeil ist, übergießt ihn in einer Schale mit verdünnter Schwefelsäure, etwa 4 Gew.-Th. H_2O auf 1 Gew.-Th. H_2SO_4, entfernt sich schnell und läßt die zu reinigenden oder zu desinficirenden Gegenstände oder Gemächer ungefähr einen Tag mit diesem Chlorgas verschlossen, erstere etwa in einem Kasten, Schrank ꝛc. — sogenannte Chlorräucherung. Sind es Kalkwände, so braucht man sie bloß mit Chlorkalk weißen zu lassen.

70. Fortsetzung. Verbrennen im weitesten Sinne.

Chlorgas, Antimon, Reibschale, Goldschaum.

Man nehme das Medicinglas, das zuerst fast ganz mit Chlorgas gefüllt wurde, reibe ein wenig Antimonmetall, Sb, zu ganz feinem Pulver, halte das Glas an eine dunkle Stelle und streue von dem Pulver, das man wie eine Prise zwischen den Fingern hält, nach

und nach möglichst geringe Mengen ins Glas. Das Antimon wird während des Niederfallens erglühen, was durch seine große Verwandtschaft zum Chlor und die schnelle Verbindung damit zu Antimonchlorür, $SbCl_3$, hervorgebracht wird. Unächtes Blattgold, Goldschaum, d. h. sehr dünngeschlagenes Tombak, an einem Stäbchen befestigt hineingehalten, verbrennt auch. (Wird der Versuch längere Zeit nach der Entwickelung des Chlors vorgenommen, so wird vorausgesetzt, daß das Glas vor dem Lichte geschützt und sehr wenig Wasser im Glase gewesen ist.)

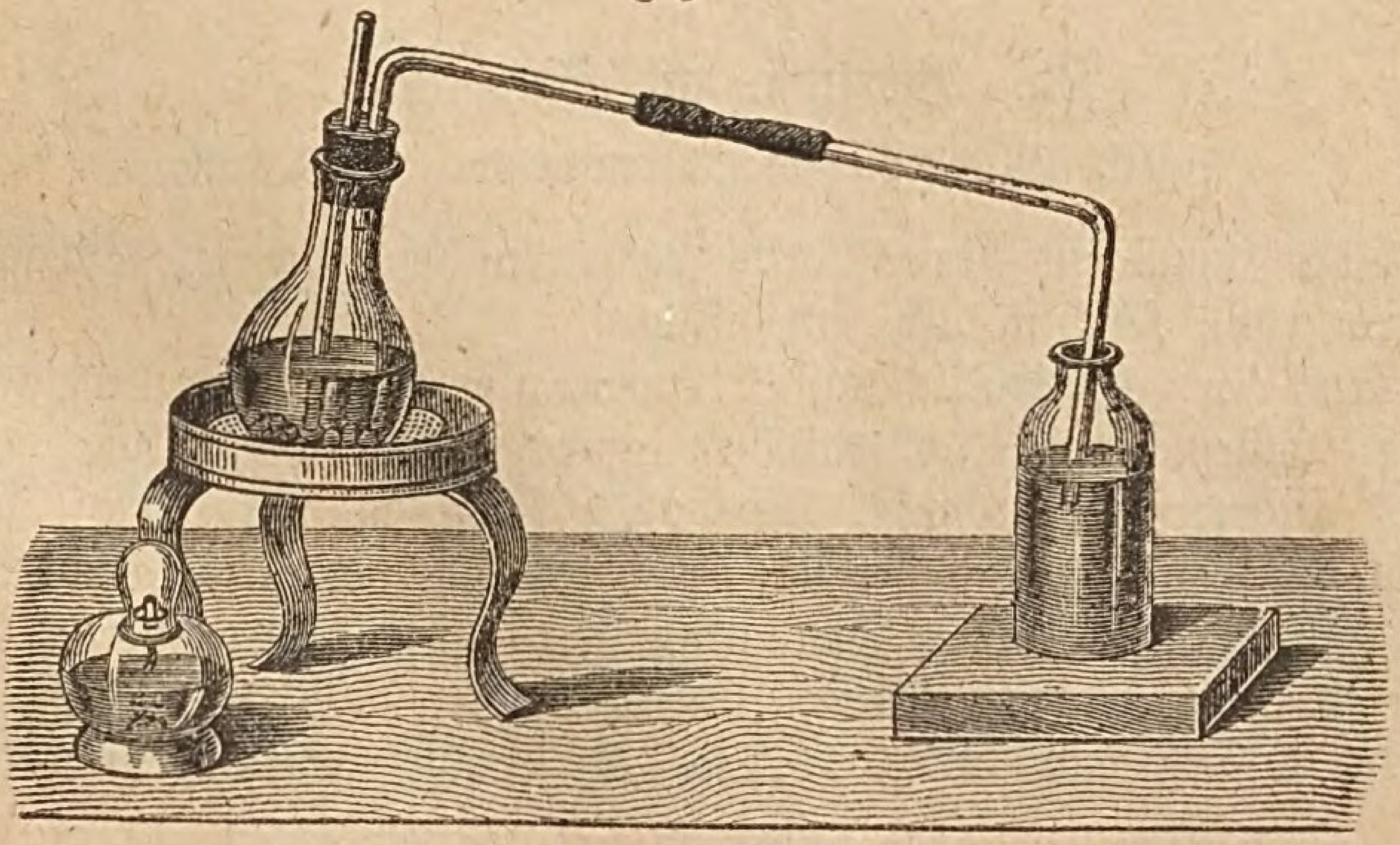
Wenn man diese Feuererscheinung sieht, so kann man nicht umhin, den Vorgang ein Verbrennen zu nennen, und im weitesten Sinne des Wortes ist es das auch, man sehe Nr. 58, Schluß. Im engeren Sinne ist Verbrennen ein Verbinden mit Sauerstoff, Nr. 24 und 26, aber Fluor, Chlor, Brom, Jod, so wie in etwas minderem Grade Schwefel, Selen, Tellur können die Stelle des Sauerstoffs vertreten; den Körper, der sich dann mit ihnen verbindet, nennt man das Radical, R, s. Nr. 26, Schluß und Allg. V.

71. Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure).

Kfl., Pfr. m. Glr. u. Sicherheitsrohr, W., Schwefelsäure, Kochsalz, Wg., 3f., Sandbad, L., Mdgl., Rhalter.

Man gieße in eine Kochflasche 20 g Wasser und füge nach und nach (um zu plötzlicher Erhitzung vorzubeugen) 30 g Schwefelsäure hinzu. Nachdem die Mischung während des Hinzuthuns der Schwefelsäure und auch nachher ein wenig umgeschüttelt und kalt geworden ist, füge man noch 30 g Kochsalz hinzu, setze ein Entwickelungsrohr mit Sicherheitsrohr luftdicht darauf, lasse das Entwickelungsrohr in ein kleineres Glas (etwa $^1/_3$ so groß, als ein gewöhnliches Medicinglas)

Fig. 15.



$^3/_4$ voll Wasser gehen, halte das Wasser in diesem Glase recht kalt, indem man es z. B. in eine Schale mit recht kaltem Wasser setzt, und erhitze die Kochflasche allmählich im Sandbade. Hat man kein Sicherheitsrohr, so lasse man das Entwickelungsrohr in das Wasser des zweiten Glases nur ganz eben eintauchen; das HCl wird oft vom Wasser so heftig absorbirt, daß ein Zurücksteigen erfolgt, s. Nr. 22.

In der Kochflasche entwickelt sich jetzt eine Gasart, die aber, nachdem die atmosphärische Luft sich entfernt hat, vom Wasser, in welches man sie hineinleitet, begierig aufgenommen wird. Man sieht das zur Flüssigkeit verdichtete Gas vom Ende des Entwickelungsrohres im Wasser niedersinken. Das Gas ist Chlorwasserstoff, HCl, die Lösung desselben in Wasser Salzsäure. Letzteren Namen hat diese Säure, weil sie gewöhnlich aus Kochsalz bereitet wird. Merkt man, daß die Salzsäure nicht mehr von dem Wasser in dem kleinen Glase verschluckt wird, so hebe man die Röhre heraus.

Kochsalz, Chlornatrium, ist NaCl, außerdem war H_2SO_4 und H_2O in der Kochflasche. Die Schwefelsäure tauscht mit dem Kochsalz bei gewöhnlicher Temperatur 1 H gegen 1 Na aus, wodurch saures schwefelsaures Natron und flüchtiger Chlorwasserstoff entsteht; $H_2SO_4 + NaCl = NaHSO_4 + HCl$. Läßt man, wie bei der Sodafabrication, Nr. 88, die Schwefelsäure bei höherer Temperatur auf Chlornatrium einwirken, so werden beide H der Säure durch Na ersetzt; $H_2SO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 + 2HCl$. Das HCl wird in großer Menge vom Wasser aufgenommen. Ein Medicinglas kalten Wassers kann 400 Medicingläser dieses Gases in sich aufnehmen. Diese Verdichtung macht natürlich viel Wärme frei, auch wird die Flüssigkeit in dem kleinen Glase, der Vorlage, dadurch vermehrt. — Das in der Kochflasche zurückgebliebene $NaHSO_4$ erstarrt beim Erkalten in langen Nadeln.

72. Versuche mit Salzsäure.

Salzs., Glasstück, Pbp., Brunnenw., L., Karaffe.

Man tauche ein blaues Probirpapier in die fabricirte Salzsäure; es wird roth, HCl ist also eine Säure.

Aus Nr. 45 erhellt, daß Brunnenwasser fast immer eine gewisse Menge kohlensauren Kalk enthält, außerdem ist noch häufig kohlensaures Eisenoxydul, Gyps, Kochsalz, Thon u. dgl. darin, lauter Theile, die beim Verdampfen des Wassers als feste Körper nachbleiben. Man lasse einige Tropfen Brunnenwasser auf ein klares Stück Glas fallen, so daß sie einen scharfen Umriß haben, lasse das Wasser verdunsten, so sieht man an der Stelle der Tropfen einen Ueberzug von

einem oder mehreren der oben genannten Körper. In Gefäßen, worin man Brunnenwasser hat, sinken einige von ihnen schon zu Boden, sobald das Wasser ruhig steht und seine Kohlensäure verliert, Nr. 45, z. B. in den Wasserkaraffen, die immer von Zeit zu Zeit durch diesen Niederschlag verunreinigt werden, dessen mechanische Entfernung den Hausfrauen oft langweilig wird. Man gieße in eine solche Karaffe so viel von der oben fabricirten Salzsäure, daß die Flasche eben damit allenthalben benetzt werden kann; der Ueberzug wird schnell unsichtbar werden, indem die Salzsäure ihn auflöst. Nachher hat man bloß die Flasche mehrmals mit reinem Wasser nachzuspülen.

Daß die Salzsäure Kalk auflöst, ist schon aus Nr. 43 bekannt. Aber auch Eisenoxyd und Thon werden von derselben aufgelöst, und so wird der Ansatz in der Flasche leicht entfernt. Mehr noch wie in den Karaffen entsteht ein Ansatz in den Kochgefäßen, die nur für Wasser gebraucht werden, namentlich in den Theekesseln, Dampfkesseln u. s. w., hier aber in einem viel höhern Grade, weil theils die Kohlensäure durch die Hitze viel vollständiger aus dem Wasser ausgetrieben wird, s. Nr. 45, hauptsächlich aber, weil in denselben so viel Wasser verdampft. Der Ansatz wird oft fingerdick und darüber und Kesselstein genannt, von Unkundigen auch wohl Salpeter, der aber, wie aus Nr. 4 schon erhellt, viel zu löslich ist, um einen Ansatz zu bilden.

Mit den kupfernen Theekesseln ist am leichtesten Rath zu schaffen, da das Kupfer von der Salzsäure nur sehr schwer angegriffen wird, namentlich von der verdünnten — s. **II. II. B.** b. und Nr. 140 —, was noch um so weniger der Fall ist, wenn zugleich Kesselstein vorhanden ist. Man fülle einen solchen Theekessel mit Wasser und gieße, je nach den Umständen, $^1/_4$ — $^1/_2$ Pfund rohe Salzsäure, die sehr wohlfeil ist, nach und nach, meistens durch das Ausgußrohr, hinzu. Am leichtesten wird der kohlensaure Kalk, der in der Regel durchaus vorherrscht, angegriffen und braust wie in Nr. 43. Durch Umrühren sorge man dafür, daß die Salzsäure mit dem Wasser völlig vermischt werde. Nach einiger Zeit wird das Brausen aufhören, dann ist entweder der Kesselstein schon aufgelöst, oder die Salzsäure verbraucht. Was von Beiden der Fall ist, kann man leicht inwendig am Kessel sehen. Ist der Kesselstein aufgelöst, so entleere man den Kessel sofort, spüle ihn mehrmals aus und koche Wasser darin, dem man etwas Buchenasche zusetzt. Nach dem Ausspülen kann er unbedenklich gebraucht werden.

Der gewöhnliche Waschschwamm enthält, wenn er gekauft wird, gewöhnlich inwendig eine körnige, steinige Masse, die vor dem Gebrauche weggeschafft werden muß. Da diese Masse meistens aus Kalk

(Korallenstückchen) besteht, so kann sie leicht dadurch entfernt werden, daß man den Schwamm mit Wasser übergießt, dem man 20—30 g Salzsäure hinzufügt, und den Schwamm von Zeit zu Zeit ausdrückt. Man fahre fort, bis kein Brausen mehr zu hören ist; einige vielleicht noch vorhandene Sandkörner muß man dann mechanisch entfernen.

73. Fortsetzung.

Messing, Lappen, Sand, Salzsäure.

Man nehme ein Stück Metall, z. B. Messing, Kupfer rc. (aber nicht Silber), das an der Luft durch Oxydation der Oberfläche seinen Glanz verloren hat, feuchte einen Lappen mit Salzsäure an und reibe das Metall damit, so wird bald das reine Metall zum Vorschein kommen. Metalloxyde werden leicht mit Salzsäure gelöst, wobei das Metall sich mit dem Chlor verbindet, der Sauerstoff aber mit dem Wasserstoff zu H_2O. Z. B. $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$. Deshalb verwendet man die Salzsäure zur Ersparung vielen Reibens und Polirens zur Reinigung metallener Gegenstände, besonders von Messing und Kupfer; nur muß man die Säure sogleich wieder abspülen, auch bedarf die wieder hergestellte Metallfläche, um glänzend zu werden, einigen Nachreibens mit Sand, Asche oder Kreide, je nach der Feinheit des Gegenstandes. Da die beiden letzteren Körper vorzugsweise basischer Natur sind, so entfernen sie den etwaigen Rest der Säure gründlich.

In manchen Haushaltungen, namentlich auf dem Lande, werden die Küchengeschirre von Messing und Kupfer, wenn sie gereinigt werden sollen, in die Tranktonne der Schweine gesteckt, damit die Säure (meistens Milch= oder Essigsäure, je nach der Beschaffenheit des Futters), die sich darin entwickelt hat, die Oxyde löse. Daß diese ekelhafte Behandlung ganz unnöthig ist, wenn man ein wenig der so äußerst wohlfeilen Salzsäure anwenden will, geht aus dem vorstehenden Versuche hervor. Ist man bedenklich, die Mägde mit der scharfen Salzsäure handtiren zu lassen, so verdünne man sie mit etwa 4 Theilen Wasser, sie leistet dennoch denselben Dienst. Ein befeuchteter Lappen beseitigt das Oxyd beim Ueberwischen sofort, worauf man wie oben verfährt und zur völligen Beseitigung der Säure am besten mit Buchenasche nachscheuern läßt, damit das Geschirr nicht wieder anlaufe. Während das bischen Salzsäure fast nichts kostet, ist das oben genannte Einweichen außer der Umständlichkeit und Ekelhaftigkeit auch noch viel theurer. Das Viehfutter wird nämlich durch das aufgelöste Kupfer giftig, verliert also an Gedeihlichkeit.

Man übergieße einen Lappen Zeug mit Salzsäure und lasse ihn mehrere Tage liegen. In den meisten Fällen wird es die Farbe sogleich, jedenfalls nach einiger Zeit die Haltbarkeit verlieren. Durch baldiges Aufgießen von Ammoniak, s. Nr. 95, kann man, wenn auch nicht die Farbe, so doch die Haltbarkeit des Zeuges retten. Es bildet sich dadurch Chlorammonium, Salmiak, ein unschädlicher Körper, den man auswaschen kann, denn $HCl + NH_4HO = NH_4Cl$, Salmiak, $+ H_2O$, Wasser.

---

8. Jod (Jodum).*)

74. Jod. Sogenannte Wasserstoffsäuren und Haloidsalze.

Kochfl., St., Jod, 4 Pbgl., L., Gl. m. Weingeist, Biergl. voll W., Kartoffel, Stärke, Schwefelkohlenstoff, Chlorwasser, rohe Salpetersäure.

Das Jod ist ein fester Körper von schuppiger Form und metallischem Glanz. Es ist ein starkes Gift und färbt die Haut braun.

Man bringe mit einem Glasstabe — Metall und Holz werden angegriffen — einige Körnchen davon in ein Kochfläschchen und halte es bei schwacher Flamme über der Lampe. Das Jod schmilzt und verwandelt sich sofort in ein schönes, violettes Gas, Joddampf, das nur den untersten Theil des Glases erfüllt, da es fast 9mal so schwer ist, als die atmosphärische Luft. Von dieser violetten Farbe hat es seinen Namen. Man nehme das Glas von der Flamme weg und halte es einige Augenblicke ruhig aufrecht, die violette Farbe verschwindet, wogegen man an den Glaswänden kleine, aber sehr schöne Jodkrystalle von baumartiger (dendritischer) Form erblickt.

In das abgekühlte Fläschchen gieße man ein wenig Weingeist; das Jod löst sich auf, man hat Jodtinctur. Man koche soviel als $^1/_8$ Erbse Stärke, Amidam, mit Wasser in einem Probirglase, gieße es in ein Bierglas voll Wasser und setze einen Tropfen Jodtinctur hinzu, die Flüssigkeit wird blau. Jod ist ein empfindliches Reagens auf Stärkemehl und umgekehrt. Man prüfe eine gekochte Kartoffel auf Stärke.

In ein Probirglas gieße man $^1/_4$ Wasser und einen Tropfen Jodtinctur, füge einige Tropfen Schwefelkohlenstoff hinzu und schüttele,

---

*) Gr. Jon, Veilchen.

indem man die Oeffnung mit dem Finger verschließt. Der zu Boden sinkende Schwefelkohlenstoff ist jetzt durch aufgenommenes Jod schön violett gefärbt. Macht man denselben Versuch mit einem Jodsalz, so muß man das Jod durch Chlorwasser oder NO_2 (in roher Salpetersäure) frei machen.

Chlor, Cl, Brom, Br, Jod, J, Fluor, F, und das aus CN zusammengesetzte, aber in chemischen Verbindungen als Element auftretende Cyan, Cy, verbinden sich sehr gern mit dem Wasserstoff und bilden damit Säuren: HCl, HJ, HBr, HF und HCy; s. Nr. 61. Man benennt sie Chlorwasserstoff, Jodwasserstoff ꝛc. Der Cyanwasserstoff ist die so äußerst giftige Blausäure.

Mit Sauerstoff verbinden sie sich nicht so fest, das Fluor, soviel man weiß, gar nicht. Ihre höheren Oxyde bilden Säuren; man kennt z. B. HClO, unterchlorige Säure, $HClO_2$, chlorige Säure, $HClO_3$, Chlorsäure, $HClO_4$, Ueberchlorsäure; dieselben Verbindungen kann man auch von Br und J darstellen. Das Cyan ist in der Art seiner Säurebildung etwas abweichend: $H_2Cy_2O_2$ ist die sogen. Knallsäure.

Mit den Metallen verbinden Cl, J, Br, F und Cy sich zu Körpern, welche alle Eigenschaften eines Salzes haben, und die man wegen ihrer Aehnlichkeit mit Kochsalz (griech. hals, halos) Haloidsalze nennt.

---

9. Bor (Borum). 10. Kiesel (Sicilium).

75. Borax. Quarz.

Borax, Tss., W., Wg., L., Zf., Pbp., Salzsäure, Wasserglas, 2 Pbgl., St., Ftr., Tr., Mdgl., Platindraht, Bleioxyd, Eisendraht, Löthrohr.

Man übergieße 8 g Borax in einer Untertasse mit 5 g Wasser, setze die Lampe darunter und bringe es ins Kochen. Will der Borax sich noch nicht ganz lösen, so füge man noch einige Tropfen Wasser hinzu; löst er sich leicht, so verdampfe man so lange, als es ohne Ausscheidung des Borax möglich ist. Man halte, so wie sich etwas gelöst hat, ein Probirpapier hinein, das rothe wird blau. Borax ist $Na_2B_4O_7$, doppelt borsaures Natron, dennoch überwiegt, wie das Reagenspapier anzeigt, die Basis, da die Borsäure, H_3BO_3, bei geringer Wärme eine sehr schwache Säure ist, in der Rothglühhitze aber selbst schwefelsauren Salzen das Metall entzieht, weil die Schwefelsäure bei dieser Temperatur flüchtig ist, die Borsäure nicht.

Sobald die Lösung gerade gesättigt ist, s. Nr. 4, setze man tropfenweise während des Kochens Salzsäure hinzu. Jeder Tropfen

scheint sich in einen festen Körper zu verwandeln, was jedoch nur scheinbar ist. Die Salzsäure tauscht mit dem Borax den Wasserstoff gegen das Metall aus, wodurch Chlornatrium und schwerlösliche Borsäure entsteht;

$$(Na_2B_4O_7 + 10\,H_2O) \text{ Borax} + 2\,HCl \text{ geben } 4(H_3BO_3) \text{ Borsäure} + 2\,NaCl + 5\,H_2O.$$

Die Borsäure ist nämlich so wenig in Wasser löslich, daß 100 Gew.-Th. kochendes Wasser zwar 33 Gew.-Th., 100 Gew.-Th. Wasser von gewöhnlicher Temperatur aber nur 4 Gew.-Th. derselben zu lösen vermögen. Man rühre die Borsäure mit einem Glasstabe auseinander, versuche mit blauem Probirpapier und wenn dasselbe noch nicht geröthet wird, so tröpfele man so lange Salzsäure hinzu und rühre aus, bis das Probirpapier deutlich roth*) wird. (Braucht man zu dieser Zumischung reichlich viel Zeit, so verdunstet die Flüssigkeit zu sehr, ein paar Tropfen Wasser könnten aushelfen, doch kann schon die kochende Flüssigkeit nicht alle Borsäure lösen, und soll es auch nicht.) Darauf kühle man die Masse möglichst ab und filtrire das wenige Flüssige, das aus Kochsalzlösung, vielleicht mit etwas überschüssiger Salzsäure besteht, davon ab, es bleibt alsdann die Borsäure als fester Körper, freilich mit Salz überzogen, zurück. Man bringe die Borsäure auf ein neues angefeuchtetes Filtrum, das rasch durchläßt, und gieße ein wenig recht kaltes Wasser darauf (waschen), wodurch das meiste Anhangende fortgeführt wird. Will man die Borsäure rein haben, so muß man sie wieder in möglichst wenig kochendem Wasser lösen und umkrystallisiren, s. Nr. 47. Ihre Krystalle sind, wie man sieht, farblose Blättchen, die aber fast zur Hälfte aus Krystallwasser, s. Nr. 36, bestehen.

Gleich beim ersten Ausscheiden der Borsäure wische man das, was sich an den Glasstab gesetzt hat, in raschem Zuge am Docht der Lampe ab. Man wird bemerken, daß dadurch die Flamme grün wird. Dies ist ein Kennzeichen der Borsäure und borsauren Salze; letztere bewirken es aber nur dann, wenn man eine Säure hinzugethan hat, damit Borsäure frei wird. Ist es einem um ein schönes grünes Licht zu thun, so reibe man etwas Borsäure in einem Porzellanmörser oder einer Untertasse mit Sprit sorgfältig zusammen und zünde die Mischung an. Die Borsäure verdampft zwar nicht, der Weingeist reißt aber kleine Mengen davon mit sich in die Flamme.

Man befeuchte einen zum Oehr umgebogenen Platindraht, und lasse etwas Borsäure sich daranhängen, dann erhitze man dieselbe vor

*) Das Rothwerden könnte auch von der Salzsäure herrühren, aber die Borsäure färbt das Lackmuspapier weinroth, und das Curcumapapier, s. Nr. 10, wird, ungeachtet einiger Salzsäure, von der Borsäure braun gefärbt, was sonst die Alkalien bewirken.

dem Löthrohr so, daß die Spitze der Flamme darauf trifft. Die Borsäure schmilzt dabei in ihrem eigenen Krystallwasser, wäßriger Fluß; bei stärkerer Erhitzung aber wird sie glühend und schmilzt dann zum zweiten Male, feuriger Fluß, zu einer Glasperle, die am Platindraht klar ist, bei Gegenwart unedler Metalle aber sich mit dem schon vorhandenen, oder sich in der Hitze bildenden Oxyd vereinigt und meistens dadurch färbt. Man setze in einem zweiten Versuch (das gebildete Glas springt durch einen kleinen Schlag leicht ab, kann hier aber auch gern sitzen bleiben, nach dem Gebrauch setzt man den Platindraht in Wasser) ein wenig Bleioxyd, Kreide, Rost, Bleiglätte, Kupfervitriol u. s. w. hinzu, oder nehme einen Draht von anderem Metall. Es entstehen dann glasartige, borsaure Verbindungen, meistens farbig.

Wegen der glasartig (unkrystallinisch) erstarrenden Form der borsauren Salze und der Borsäure selbst, wenn man sie aus geschmolzenem Zustande erkalten läßt, vergleicht man die Borsäure mit der Kieselsäure, obgleich in dem chemischen Verhalten beider sonst nicht viel Vergleichungspunkte gefunden werden; z. B. die Anhydride der Säuren beider B_2O_3 und SiO_2. Seiner chemischen Natur nach steht Si, Silicium (lat. silex = Kieselstein), dem Kohlenstoff am nächsten.

Die Kieselsäure, SiO_2, findet sich in der Natur sehr häufig im freien Zustande; aller Quarz, Quarzsand, Sandstein, Feuerstein ist ganz oder fast ganz reine Kieselsäure. Sie ist in Wasser unlöslich, deshalb kann man sie weder durch Probirpapier, noch durch den Geschmack als Säure erkennen, aber gegen Basen verhält sie sich wie andere Säuren, so ist sie z. B. die Säure im Glase, im Thon ꝛc.

In einem Probirglase übergieße man einige Tropfen der dickflüssigen Wasserglaslösung mit wenig Salzsäure; sofort wird die Masse durch Ausscheidung gallertartiger Kieselsäure H_2SiO_3 (vgl. Kohlensäure) erstarren. Trocknet man diese, so verliert sie die Fähigkeit in Wasser kleisterartig zu erstarren. — In einem anderen Probirglase verdünne man einige Tropfen Wasserglas mit dem 6—8fachen Wasser und füge wieder einige Tropfen Salzsäure hinzu; die Ausscheidung der Kieselsäure und das gallertartige Erstarren der Flüssigkeit geschieht erst nach Stunden und Tagen.

II. Metalle.

A. Leichte Metalle.

a. Alkalimetalle.

11. Kalium.

76. Pottasche (kohlensaures Kali).

Topf, Leinen, Band, Buchenasche, koch. W., 3 Ftr., Blechtr., Pbp., Abdampfschale, 3f., L., St., eiserne Schale, Pbgl., Eisendraht, W., Tr., Tss., mehrere Mdgl., Löthr.

Man binde über einen größeren Topf ein Stück ziemlich dichtes Leinen, so daß es in der Mitte eine Vertiefung bildet, fülle diese mit Buchenasche fest an und gieße kochendes Wasser in kleinen Portionen darüber, bis die durchgelaufene Flüssigkeit, Lauge, etwa der Menge der Asche gleich ist. Man kann nachher noch das Tuch um die nasse Asche zusammennehmen und ausdrücken, worauf man dann die Lauge filtrirt. *)

Man untersuche sie mit Probirpapier, das rothe wird blau, die Lauge reagirt also basisch. Sie enthält die in Wasser löslichen, nicht flüchtigen Bestandtheile, welche die Pflanzen aus der Erde aufgenommen haben. In der Buchenasche, die 2 Proc. des Holzes beträgt, ist ungefähr die Hälfte kohlensaurer Kalk, s. Nr. 99, reichlich $^1/_{10}$ Pottasche, annähernd eben so viel Soda, s. Nr. 87, etwas weniger Magnesia, dann geringere Mengen von Kieselsäure, Phosphorsäure, Schwefelsäure mit verschiedenen Basen verbunden. Diese Bestandtheile muß der Boden hergeben; hat er Mangel daran, so wird die Pflanze nicht recht gedeihen. Die Buche z. B. wächst auf dem Hügelboden an der Ostseite Holsteins (Geschiebelehm) üppig; auf der Sandebene

*) Da man die Pottaschenbereitung in einer Stunde nicht ausführen kann, so nehme man neben derselben die folgende Nr. in Angriff.

in der Mitte des Landes, die arm an Kalk und besonders an Kali ist, wächst sie nicht, wenigstens nie schlank.

Durch das Verbrennen des Holzes sind die Metalle der in die Pflanze aufgenommenen Salze meistens an Kohlensäure gebunden, die aber so schwach ist, daß K_2CO_3 und Na_2CO_3 noch basisch reagiren. Auch schmeckt die Lösung laugenhaft.

Man dampft nun die Lösung ab, zuletzt unter Umrühren und Zermalmen vermittelst eines Glasstabes oder bequemer mit einem eisernen Löffel, und zwar so lange, bis der Rückstand in eine völlig trockene, feinkörnige Masse verwandelt worden ist. Ihre braune Farbe verdankt sie den ihr beigemischten Kohlentheilchen; um sie davon zu befreien, glüht man sie in einer eisernen Schale. Man versuche erst eine Kleinigkeit in einem wagrecht gehaltenen, am untern Ende durchlöcherten Probirglase über der Lampe zu glühen, bis sie weiß wird. Es wird nur mühsam gelingen, und nach der Entfernung der Pottasche wird man finden, daß das Glas angegriffen ist. Da das Glas zum Theil kieselsaures Kali ist, K_2SiO_3, s. Nr. 93, und die Kieselsäure noch Kali in verschiedenen Verhältnissen aufnehmen kann, so nimmt das Glas auch hier unter Mitwirkung der Hitze noch mehr Kali auf und verliert dabei seine glatte Oberfläche. Beim Glühen der aus der Lauge zurückgebliebenen Salzmasse in einem Tiegel bedarf man eines starken Herd- oder Ofenfeuers oder einer Aeolipile, muß aber doch nicht über die Hitze, welche die Salzmasse zu entfärben im Stande ist, hinübergehen, wenn nicht ein Theil des immer entstehenden Eisenoxyds in die Salzmasse übergehen soll. Während des Glühens wird mit dem Stiel einer thönernen Pfeife oder einem Eisendraht umgerührt, bis die Masse durch und durch weiß ist und beim Umrühren keine Funken mehr erscheinen. Wegen dieser Bereitungsweise, welche früher in jedem Hause stattfand, hat das kohlensaure Kali den Namen Pottasche (pott = Topf) erhalten; dies erste Product heißt nun rohe oder ungereinigte Pottasche.

Die so gewonnene (oder gewöhnliche käufliche, ungef. 20 g) übergieße man mit einem gleichen Gewicht kalten Wassers, lasse sie unter öfterem Umrühren bis zum andern Tage stehen, filtrire sie, wobei man hauptsächlich Kieselerde zurückbehält, dampfe das Filtrat bis zur Hälfte ein und stelle es wieder bis zum folgenden Tage ruhig hin.

Während dessen werden die fremden Salze so ziemlich herauskrystallisirt, und das kohlensaure Kali als das Löslichste in der Flüssigkeit zurückgeblieben sein. Man filtrire nun nochmals und dampfe das Filtrat bis zur völligen Trockenheit ein, während man fortwährend umrührt und zerdrückt. Man nennt das Salz nun gereinigte Pottasche, K_2CO_3, obgleich sie noch lange nicht chemisch rein ist. Man verwahre sie in einem wohl verschlossenen Glase mit Korkpfropfen.

77. Versuche mit Pottasche.

Pottasche, Essig, Mdgl., Zündhölzchen, 3 Tss., Pbp., L., 3f., Wg.

In einem Medicinglase übergieße man einige Theelöffel voll Pottasche nach und nach mit Essig. Diese Mischung braust stark auf und geht bei schnellem Zugießen über. Bei ruhigerer Entwickelung füllt die Kohlensäure, CO_2, die durch die im Essig enthaltene, nur mit Wasser vermischte stärkere Essigsäure, $HC_2H_3O_2$, ausgetrieben wird, das Glas an, so daß ein hineingehaltenes Zündhölzchen verlöscht, s. Nr. 43.

Man gieße die Lösung in eine Untertasse, untersuche mit Probirpapier, ob sie basisch oder sauer reagirt, und wenn eins von Beiden stattfindet, so neutralisire man die Lösung, s. Nr. 12. Man hat nun statt des kohlensauren Kali eine Lösung von essigsaurem Kali, $KC_2H_3O_2$. — Man dampfe die Lösung ein, bis sie noch flüssig, aber gesättigt ist, s. Nr. 5. Will man sie nun zum Kochen bringen, so wird man finden, daß das nicht leicht geht, es sind 169°C. (135°R.) dazu erforderlich. Gesättigte Salzlösungen haben einen höhern Kochpunkt als reines Wasser. Folgende gesättigte Salzlösungen kochen bei a°C., enthalten dann in 100 g Wasser b g Salz gelöst, enthalten aber bei 20°C. in 100 g Wasser nur c g Salz gelöst:

Chlorsaur. Kali	$KClO_3$	a 104,2°C.,	b 61,5 g	c 7
Chlorbarium	$BaCl_2$	„ 104,4	„ 60,1	„ 44
Kohlens. Natron	Na_2CO_3	„ 104,6	„ 48,5	„ 26
Chlorkalium	KCl	„ 108,3	„ 59,4	„ 34,5
Chlornatrium	NaCl	„ 108,4	„ 41,2	„ 36
Chlorammonium	NH_4Cl	„ 114,2	„ 88,9	„ 37
Salpeters. Kali	KNO_3	„ 115,9	„ 335,1	„ 32
Salpets. Natron	$NaNO_3$	„ 121,0	„ 224,8	„ 90
Kohlens. Kali	K_2CO_3	„ 135,0	„ 205,0	„ 94
Salpeters. Kalk	CaN_2O_6	„ 151,0	„ 362,0	„ 213
Chlorcalcium	$CaCl_2$	„ 179,5	„ 325	„ —

Das letzte, $CaCl_2$, zerfließt mit wenig Feuchtigkeit, Nr. 36. Man wendet solche gesättigte Lösungen mitunter beim Kochen im Bade an, s. Nr. 21 und 66.

Man lege etwas Pottasche auf eine Untertasse und stelle sie im Zimmer hin, oder setze ein Schälchen mit Pottasche auf die Wagschale und bringe sie ins Gleichgewicht; die Pottasche wird bald feucht und zerfließt, die Schale sinkt um so schneller, je feuchter die Luft ist. Solche hygroskopische Körper, s. Nr. 36, braucht man mitunter als Trockenmittel für andere Gegenstände, die man damit in einen gemeinschaftlichen, abgeschlossenen Raum bringt. S. Nr. 19. 56.

78. Fortsetzung.

Kchfl., Pottasche, Wg., fettiger Lappen, L., Zf., Gefäß mit W., Rhalter.

Man stecke einen etwas angefetteten leinenen Lappen in die Kochflasche, füge etwas Pottasche und dem Gewichte nach etwa acht mal so viel Wasser hinzu, worauf der Inhalt der Flasche eine kleine Weile gekocht wird. Das Wasser färbt sich und der Lappen wird weißer, besonders nachdem er herausgenommen, gut ausgespült, ausgedrückt und getrocknet worden ist. Die fettigen und klebrigen Stoffe, wodurch Staub und dergleichen an der Leinwand hafteten, sind von der Pottasche aufgelöst worden, und der Staub läßt sich jetzt durch Spülen, Ausklopfen entfernen.

Hierin besteht wesentlich die Procedur des sogenannten Bückens (niederdeutsch von „Buche", welche die Asche liefert) mit Buchenasche, die an kohlensaurem Kali besonders reich ist; auch das darin enthaltene kohlensaure Natron, Soda, wirkt ähnlich, wenn auch nicht so scharf. Statt der Asche könnte man also auch Pottasche und Soda nehmen, was aber wegen des Preises der ersteren unvortheilhaft wäre; Soda dagegen, die viel wohlfeiler ist, wird namentlich in Städten und solchen Gegenden, wo es an Buchenasche fehlt, mit Nutzen zu diesem Zweck verwendet, indem man sie im Waschwasser auflöst. Beide Körper sind in völlig gleicher Weise zusammengesetzt und nur durch das Radical verschieden, K_2CO_3 und Na_2CO_3, s. Nr. 87.

Ebenso benutzen Hausfrauen die Buchenasche, um Teller und Schüsseln aus Fayence, die beim Gebrauch durch eingedrungenes Fett u. dgl. bräunlich geworden sind, wieder schneeweiß zu machen. Sie schichten sie in ein großes Kochgefäß mit zwischengestreuter Buchenasche ein, gießen vorsichtig Wasser darüber und kochen sie einige Stunden. Ebenso macht man es mit zu reinigenden Flaschen, Gläsern 2c., in die man Wasser und etwas Buchenasche thut und sie dann auskocht. Die Theorie besteht darin, daß das Kali als stärkste Basis die meisten Verbindungen zersetzt, und so Kaliverbindungen entstehen, die fast alle im Wasser löslich, meistens leicht löslich sind.

In Nr. 76 wurde das Laugensalz geglüht, dessen ungeachtet Pottasche daraus gewonnen. Man sieht daraus, daß das K_2CO_3 durch Glühhitze nicht zerlegt wird. Dies ist bei den einfachen kohlensauren Salzen aller Alkalien der Fall. S. Allgem. **II.** II. *A.* a.

79. Oxalsaures Kali, Kleesalz.

Pbgl., Pottasche, Kleesalz, Wg., Pbp., L., Tss., Zf., Leinen mit einem Dintefleck.

Aus Nr. 47 ist die Oxalsäure oder Kleesäure bekannt. Man gieße ein Probirglas 1/4 — 1/2 voll Wasser und löse darin eine

Messerspitze voll Pottasche, K_2CO_3, auf, lege reichlich doppelt so viel gepulverte Oxalsäure, $H_2C_2O_4$, auf die Wage, untersuche das Gewicht und streue von der Säure bei Kleinigkeiten so lange in die Lösung, als ein Brausen erfolgt. Das entweichende Gas ist die durch die Oxalsäure ausgetriebene Kohlensäure. Man untersuche die Lösung mit Probirpapier, ob sie neutral ist, sonst bringe man sie durch Hinzuthun des Einen oder Andern dahin. Man hat jetzt eine Lösung von neutralem, oxalsaurem Kali, $K_2C_2O_4$, die man abdampfen könnte, um das Salz in fester Form zu erhalten. Man untersuche nun aber die Wage, wie viel man von der Oxalsäure verbraucht hat, und wäge sich genau eine gleiche Menge ab, die man auch in die Lösung bringt, zur schnelleren Auflösung kann man etwas erwärmen. Diese zweite Portion der Säure nimmt die Hälfte der Basis chemisch auf, man hat nun zweifach oder doppelt oder saures oxalsaures Kali, $2KHC_2O_4$. In dem sauren Salze ist nämlich nur die Hälfte des basischen Wasserstoffs der Säure durch Metall ersetzt, s. Nr. 65, 71, 82, Allgem. V. Durch Abdampfen, das aber besonders in diesem Falle nicht mit mehr Hitze geschehen muß, als nothwendig ist, am besten durch Anwendung eines Sandbades, erhält man dann das feste Salz.

Gerade als doppelt oxalsaures Kali ist die Oxalsäure im Sauerklee (Oxalis acetosella L.) enthalten. Die Darstellung geschah ehemals immer aus dieser Pflanze und ist wenig schwierig. Saft auspressen — aufkochen — klären — abdampfen — krystallisiren — umkrystallisiren — nach diesen wenigen Andeutungen wird Jeder die Darstellung des Salzes vornehmen können.

Es ist allerdings leicht, nach den Verbindungsgewichten, s. Allgem. I., das genaue Verhältniß anzugeben, in welchem die Stoffe sich verbinden. In diesem Falle ist kohlensaures Kali in oxalsaures Kali umzuwandeln. Das Moleculargewicht von K_2CO_3 ist 138, das von $H_2C_2O_4 = 90$. Hierbei ist aber zweierlei zu bedenken. 1. Die Chemikalien, besonders diejenigen, mit denen der Anfänger zur Uebung experimentirt, sind gewöhnlich nicht völlig rein. Das ist hier namentlich von der Pottasche nie zu erwarten. 2. Einige Stoffe haben Wasser, theils chemisch gebundenes, theils Krystallwasser, s. Nr. 36, welches, wie schon erwähnt, in diesem ersten Cursus, um die Einfachheit nicht zu stören, meistens unberücksichtigt geblieben ist, bei Berechnung der Verb.-Gew. aber nicht außer Acht gelassen werden darf. So enthält im vorliegenden Falle das kohlensaure Kali kein Wasser, dagegen die Oxalsäure, wenn sie krystallisirt ist, noch 2 Verb.-Gew. Krystallwasser. — Darnach würde sich die Rechnung so stellen: K_2CO_3 wie oben 138; $H_2C_2O_4$ außer obigen 90 noch $2\,H_2O = 36$, also zusammen 126. Es sind also für Bildung des neutralen Salzes auf 138 Gew.-

Th. K_2CO_3 erforderlich 126 Gew.-Th. $H_2C_2O_4$. Von der Summe dieser Gewichtstheile gehen nun 44 Gew.-Th. als Kohlensäure, CO_2, gasförmig fort, und da das neutrale oxalsaure Kali nur 1 Verb.-Gew. H_2O enthält, so gehen ferner $2\,H_2O = 18$ Gew.-Th. ab. Es bleiben also übrig 184 Gew.-Th. $K_2C_2O_4 + H_2O$.

Das doppelt oxalsaure Kali kommt im Handel als Kleesalz vor. Es wirkt zur Austilgung von Rost- und Dintenflecken, zur Niederschlagung des Kalks aus kalkhaltigem Wasser ebenso wie die Oxalsäure, s. Nr. 48, und wird in Kattundruckereien häufiger als die Oxalsäure angewandt.

80. Aetzkali.

Kalk, W., Wg., Pottasche, Blechtopf, 3f., L., Ftr., Tss., Essig, Theelöffel, 2 Mdgl., Pfr.

Die Kohlensäure, die in der Pottasche mit dem Kali verbunden ist, gehört zu den schwachen Säuren, und läßt sich z. B. durch verdünnte Essigsäure, d. h. Essig, aus ihren Salzen ausscheiden, Nr. 77. Dennoch kann man sie dem Kali nicht durch Glühen entreißen, Nr. 76, wie das beim kohlensauren Kalk der Fall ist. S. Allgem. **II.** II. *A.* b. Deshalb kann es auffallen, daß man dem Kali, welches Kohlensäure hat, dieselbe durch Kalk, wenn er keine Säure hat, also Aetzkalk, entreißen kann.

Man nehme 15 g frisch gebrannten Kalk (den man in einem Glase wohl verstöpselt in Vorrath halten muß, s. Nr. 4 Anm.) und übergieße ihn mit 45 g warmem Wasser, wodurch er gelöscht wird und mit dem überschüssigen Wasser einen Brei bildet. Dann koche man 15 g Pottasche, am besten in einem eisernen Gefäß oder Blechtopf mit 180 g Wasser und setze unter stetem Umrühren nach und nach kleine Portionen des gelöschten Kalkes während des Kochens hinzu. Nach einigem Kochen filtrire man zur Probe einige Tropfen von der Mischung durch ein kleines Filter und lasse sie in ein wenig Essig fallen. Entstehen noch Kohlensäure-Bläschen, so muß noch etwas mehr Kalk hinzugesetzt werden, bis die Lösung nicht mehr mit Essig braust, also keine Kohlensäure mehr enthält. Dann gieße man Alles in ein Medicinglas, pfropfe zu und lasse es einige Stunden stehen, bis der Kalk, der jetzt die Kohlensäure enthält, sich zu Boden gesetzt hat. Darauf decantire man das Klare ab, s. Nr. 2, und pfropfe wohl zu, damit die Lösung nicht wieder Kohlensäure aus der Luft anziehe. Sie besteht jetzt aus Kali in Wasser gelöst, man nennt sie Aetzkalilauge, wie man das Kali, KHO, wegen seiner fressenden Eigenschaft Aetzkali nennt. Kalilauge ist auch käuflich zu haben.

Der Aetzkalk ist zwar schwächer in seiner alkalischen Wirkung als

Aetzkali, dennoch geschieht der Austausch der Metalle, weil dadurch unlöslicher kohlensaurer Kalk entsteht; $CaH_2O_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2\,KHO$.

Setzt man beim Bücken, Nr. 78, der Asche ein wenig frisch gelöschten Kalk hinzu, so verwandelt man also einen Theil der darin enthaltenen Pottasche, K_2CO_3, in Aetzkali, KHO; die Lauge wirkt schärfer, greift aber auch die Hände und das Zeug an, s. Nr. 81. Man kann darin also leicht zu weit gehen.

Wie viel CaH_2O_2 ist erforderlich, um 15 g K_2CO_3 in KHO zu verwandeln? Mol.-Gew. des $K_2CO_3 = 138$, Mol.-Gew. des $CaH_2O_2 = 74$. Man braucht also auf 138 g K_2CO_3 74 g CaH_2O_2, und folglich auf 15 g reichlich 6 g; daher 15 g des unreinen Kalkes völlig ausreichend.

81. Kalihydrat, Alkalien.

Pbgl., Kalilauge, Papiere, L., Zf., Leinen, Flanell, halbwollenes Zeug, Gefäß mit W., Tss., Säure, Rhalter.

Man erwärme in einem Probirglas mit Aetzkalilauge etwas weißes Papier (Pflanzenfaser) und etwas graues (Wolle), beide werden zerstört, das letztere am schnellsten. Man versuche es auch mit einem Läppchen Leinen und Flanell, sie werden sehr mürbe. Hat man halbwollenes oder halbseidenes Zeug genommen, so wird man nach einer bestimmten Zeit bloß noch die leinenen oder baumwollenen Fäden wiederfinden. Man gieße in ein wenig Wasser eine Kleinigkeit Aetzkalilauge und versuche die Hände darin zu waschen, sie fühlen sich schlüpfrig an. Alles hat eine Ursache, die ätzende, auflösende Kraft des Aetzkali, das Pflanzenfaser und Thierstoffe, so auch die Oberhaut an den Händen zersetzt, weil es als starke Basis sich Säuren oder neutrale Stoffe zu Verbindungen aneignet. Es ist dies eine Eigenschaft aller Hydroxyde der Alkalimetalle und der Metalle der alkalischen Erden, ersterer jedoch viel mehr als letzterer, am wenigsten der Magnesia. Die erstern sind nach der Formel RHO (worin R einwerthig), die letztern nach der Formel RH_2O_2 (R zweiwerthig) gebildet; die aus der Abtheilung II. A. a., s. Allgem. I, nennt man Alkalien, die aus der Abtheilung b. alkalische Erden. Namentlich mit den Alkalien im ätzenden Zustande hat man eben so vorsichtig umzugehen, wie mit den starken Säuren.

Man dampfe ein wenig Aetzkalilauge in einer Untertasse ab, es bleibt ein weißes Pulver übrig, welches aber, wenn es auch noch so trocken ist, selbst geschmolzen oder geglüht wird, Wasser, chemisch gebunden, enthält. Alle starken Oxyde ergreifen das indifferente Wasser

und bilden damit Hydrate (Hydroxyde oder eigentliche Basen), s. Nr. 36.

Man lasse auf einer Untertasse dies Kalihydrat einige Tage offen im Zimmer liegen, es wird, je nach der Feuchtigkeit der Luft, mehr oder weniger zerfließen. Man gieße dann einige Tropfen irgend einer Säure dazu, es wird wieder brausen. Das Kalihydrat nimmt also Wasser und Kohlensäure aus der Luft auf und wird nach einiger Zeit zu einer Pottaschenlösung.

82. Salpeter.

Pottasche, W., Wg., Tss., Kfl., L., Zf., Ftr., Tr., Mdgl., Pbgl., Schwefels., Salpeters., Salpeter.

Man löse 15 g Pottasche in 30 g heißem Wasser. Wir wissen, daß die Lösung der schwachen Säure wegen basisch reagirt, s. Nr. 13, 76. Man tröpfele ein wenig Salpetersäure, HNO_3, dazu; die Kohlensäure entweicht und aus $K_2CO_3 + 2\,HNO_3$ wird $2\,KNO_3 + (CO_2 + H_2O)$. Man neutralisire die Lösung vollständig und hat dann nur KNO_3, salpetersaures Kali, d. i. Salpeter, in Wasser gelöst. Man dampfe die Flüssigkeit etwas ab, filtrire heiß, s. Nr. 1, Schluß, und stelle sie zum möglichst langsamen Abkühlen ruhig hin. Ist sie erkaltet, so findet man in der Flüssigkeit längliche Krystalle von Salpeter, s. Nr. 8.

Man übergieße ein wenig zermalmten Salpeter in einem Schälchen mit Schwefelsäure. Es entwickelt sich ein Dampf, den man sehr leicht durch den Geruch als dampfförmige Salpetersäure erkennt, Nr. 39. Bei einigem Erwärmen wird die Entwickelung stärker. Aus dem Salpeter $2\,KNO_3$ entsteht nun schwefelsaures Kali, K_2SO_4 und $2\,HNO_3$ entweicht. Will man aber auf diese Weise nach Nr. 39 Salpetersäure machen, s. Fig. 9, so muß man, um sämmtliche zu gewinnen, die doppelte Menge H_2SO_4 nehmen. Mol.-Gew. von $2\,KNO_3 = 202$, was $126\,HNO_3$ entspricht; Mol.-Gew. der $H_2SO_4 = 98$. Es würden also eigentlich 98 g H_2SO_4 hinreichen, um 126 g HNO_3 darzustellen. Bei Anwendung dieser Gewichtsverhältnisse muß man aber behufs völliger Austreibung der Salpetersäure eine Temperatur von so beträchtlicher Höhe erzeugen, daß dadurch ein Theil der Salpetersäure in Untersalpetersäure, Wasser und Sauerstoff zerlegt, die Ausbeute an reiner Säure also vermindert wird. Bei Anwendung der doppelten Menge H_2SO_4, in diesem Falle also 196 g, tritt dagegen die völlige Zersetzung schon bei viel niedrigerer Temperatur ein, und deshalb zieht man letztere Methode vor. Jedenfalls geht man also sicher, wenn man gleiche Gewichtsmengen Salpeter und Schwefelsäure anwendet. Der Rückstand in der

Retorte ist dann saures schwefelsaures Kali, $KHSO_4$ s. Nr. 79, saure Salze.

Nach dem Vorhergehenden hat nun die Salpetersäure die Kohlensäure ausgetrieben, die Schwefelsäure aber wieder die Salpetersäure, entsprechend dem Grade ihrer Flüchtigkeit. — Von der Darstellung der Salpetersäure aus Salpeter hat sie ihren Namen.

Wie viel H_2SO_4 ist nach Obigem erforderlich, um aus 50 kg KNO_3 oder aus 50 kg $NaNO_3$ die Salpetersäure zu gewinnen?

83. Salpeterbereitung.

An sehr alten Kalkwänden, die mit thierischen Substanzen, Urin u. dgl. längere Zeit durchdrungen worden sind, z. B. an alten Kalkwänden in Viehställen, Kellern, Mauern von Dunghöfen rc., findet man oft eine zarte, weiße, haarförmige Substanz herausgewachsen, die man nicht ganz mit Unrecht Salpeter nennt. Es ist Kalksalpeter, CaN_2O_6, Nr. 12, von dem Kalisalpeter, Nr. 82, nur durch das metallische Radical verschieden. Kann man sich von solchem Kalkmörtel einen kleinen Haufen verschaffen, so zerstoße man ihn, daß er wie Erde wird, vermische ihn mit etwa dem 6. bis 4. Theil gesiebter Buchenasche, lasse den Haufen angefeuchtet, doch nicht völlig naß, einige Zeit, am besten in einem Stalle, unter öfterem Umschaufeln der Luft ausgesetzt sein, bringe ihn auf ein Tuch und gieße so viel kochendes Wasser darauf, daß eine kleine Quantität durchläuft. Darauf dampfe man die Flüssigkeit bedeutend ein, filtrire sie dann heiß in ein Schälchen und lasse sie ruhig stehen. Ist sie genug eingedampft, so werden sich beim Erkalten kleine längliche Krystalle von (Kali-) Salpeter ausscheiden, die aber noch unrein sind, bräunlich aussehen und durch Umkrystallisiren, s. Nr. 47, gereinigt werden können. Läßt man die Lösuugen ruhig erkalten, so schießen größere Krystalle an, welche inwendig hohl sind und immer etwas Mutterlauge eingeschlossen enthalten, wodurch sie unrein werden. Man verhindert dies durch stetiges Umrühren während des Abkühlens. Fabrikmäßig stellt man so ein reineres Product, Salpetermehl, dar.

Der Vorgang ist einfach. In der Asche ist Pottasche, K_2CO_3, im Kalkschutt Kalksalpeter, CaN_2O_6; beide Verbindungen tauschen die Metalle aus, so daß unlöslicher kohlensaurer Kalk, $CaCO_3$, und Kalisalpeter, 2 KNO_3, entsteht.

$$K_2CO_3 + CaN_2O_6 = 2KNO_3 + CaCO_3.$$

Da $CaCO_3$ im Wasser unlöslich ist, so bleibt es in der Masse zurück, KNO_3 ist dagegen besonders in der Wärme sehr löslich.

Kann man den Versuch vielleicht nicht machen, so sieht man doch an der Beschreibung desselben das Wesentliche einer vielgebräuch-

lichen Art, Salpeter zu gewinnen. Man vermischt, wie das z. B. in Ungarn viel betrieben wird, Kalk oder Asche enthaltende Erdhaufen eigens mit thierischen Stoffen (Haaren, Klauen, Abfall von Haut und Eingeweiden ꝛc.), die viel Stickstoff, N, enthalten (was auch mit manchen Pflanzenstoffen, z. B. Oelkuchen, der Fall ist). Solche Erdhaufen nennt man Salpeterplantagen. Die Verwesung stickstoffhaltiger Stoffe in diesen feuchten, lockeren, von atmosphärischer Luft durchzogenen Haufen giebt Veranlassung, daß der Stickstoff, so wenig Neigung er auch hat, Verbindungen einzugehen, Nr. 38, doch im Augenblicke des Freiwerdens, in statu nascendi, Nr. 60, Verbindungen eingeht und zwar, wenn keine starke Basis vorhanden ist, mit dem zugleich freiwerdenden Wasserstoff zu H_3N, Ammoniak, wenn aber eine starke Basis, z. B. Kalk oder Kali vorhanden ist, mit dem Sauerstoff der Luft und Wasser zu HNO_3 und sofort weiter zu CaN_2O_6 oder KNO_3 *). Auf ähnliche Weise entsteht auch der Kalksalpeter an Kalkwänden, die z. B. mit dem sehr stickstoffreichen Urin verunreinigt worden sind. Da auch der Kalksalpeter in Wasser leicht löslich ist, so erklärt sich das Verfallen der Mauern, an denen Mauerfraß beobachtet wird, sehr leicht. — Jetzt wird sehr viel Salpeter aus dem in Chili in einem großen Lager vorkommenden Natronsalpeter, $NaNO_3$, durch Zusatz von Pottasche oder Chlorkalium, KCl, und dadurch bewirkten gegenseitigen Austausch der Metalle gewonnen. S. Nr. 92. — Außer dem aus Pflanzenasche gewonnenen Kali liefern die obern Schichten des Staßfurter Steinsalzlagers eine große Menge Kalisalze.

84. Schießpulver.

Salpeter, Kohle, L., Kohlenpulver (käuflich), Schwefel, Wg., Reibschale, Tss., W., Durchschlag, Löthrohr.

Man streue etwas Salpeter auf glühende Kohlen oder erhitze ein wenig vor dem Löthrohr auf Kohle, er verpufft. Der sauerstoffreiche Salpeter (wie viel Procent?), welcher schon durch bloßes

*) In Gegenden, wo es an Dünger fehlt, kann das Aufwerfen ähnlicher Erdhaufen, die irgend welche thierische Abfälle und Pflanzenstoffe enthalten, mit Jauche oder dgl. getränkt worden sind und von Zeit zu Zeit umgesetzt werden, wegen der starken Düngkraft aller stickstoffhaltigen Verbindungen für die Landwirthschaft von großem Nutzen sein (Komposthaufen). Beides, H_3N und HNO_3, ist dem Pflanzenwuchs sehr dienlich, aber H_3N ist sehr flüchtig und kann beim Aufbringen aufs Land mehr oder weniger verloren gehen. Wie der Kalk bei der Bildung des Düngers nützlich ist, so ist er dem schon fertigen Dünger schädlich, s. Nr. 100.

Erhitzen $^1/_3$ seines Sauerstoffs abgiebt, bewirkt die energische Verbrennung der Kohle, wobei CO_2 und N frei werden, welche nun plötzlich als Gase und zwar als sehr erhitzte, einen viel größern Raum einnehmen, wodurch das Sprühen, die Verpuffung entsteht. Zum Theil tritt die Kohlensäure mit dem Kalium in Verbindung zu K_2CO_3.

Man pulvere 30 g Salpeter, 5 g Holzkohlenpulver, 5 g Schwefel jedes für sich und reibe es im Mörser zusammen. Man lege eine Messerspitze voll davon auf ein Brettchen und zünde es mit einem glimmenden Zündhölzchen an; die Masse verbrennt, aber nicht momentan. Man feuchte den Rest an, reibe ihn zu einem dicken Brei, forme einen Ball daraus und drücke denselben durch einen umgekehrten, blechernen Durchschlag. Die entstehenden Fäden werden soweit getrocknet, daß sie sich unter gelindem Reiben mit den Fingern zu kleinen Kügelchen rollen lassen, die darauf wohl getrocknet werden. Man hat nun Schießpulver, dessen Wirkung bekannt ist; angezündet verpufft es augenblicklich.

Wie erklärt sich nun die Wirkung desselben? Schießpulver ist $2KNO_3 + S + 3C$. Durch das Anzünden verbinden sich die darin enthaltenen 6 O mit den 3 C zu $3CO_2$, und werden also luftförmig, welches ebenfalls mit dem sich ausscheidenden N geschieht. Die große Ausdehnung, die diese Gase namentlich in der Hitze so plötzlich annehmen, bringt die bedeutende Wirkung hervor. Außerdem verbinden sich 2 K und S zu K_2S, Schwefelkalium, das meistens, mit etwas unverbrannter Kohle vermischt, im Gewehrlaufe zurückbleibt und von Zeit zu Zeit eine Reinigung desselben nöthig macht.

Die Berechnung des Gewichtsverhältnisses der Bestandtheile des Schießpulvers ergiebt sich bei vorausgesetzter Reinheit der Materialien aus der Tabelle (Allgem. I.). 2 Verb.-Gewichte Salpeter sind darnach 202 Gew.-Th., ein Verb.-Gew. Schwefel = 32, 3 Verb.-Gew. Kohle = 36. Ungefähr beträgt also der Salpeter 6 mal so viel als jeder der beiden andern Theile. Nun ist freilich die beste Kohle nie reiner Kohlenstoff, da die Verkohlung des Holzes nicht vollständig gemacht wird, um die Kohle leicht verbrennlich zu erhalten, auch die Asche nicht entfernt werden kann. Unter dem großen Druck im Rohre findet eine ganz andere Umsetzung statt, als die theoretische Formel ergiebt, so z. B. verbrennt ein Theil des Kohlenstoffs unvollständig zu CO, das Rohr riecht inwendig nach H_2S u. s. w. Hierauf sind manche Schießpulversorten berechnet.

85. Tunkzündhölzer. Torpedo's.

Chlorsaures Kali, Kohle, L., Tss., Schwefelblumen, Schwefelsäure, Stückchen Holz, Kork oder Torf, langer Glasstab oder Glasrohr, Krystallisationsschale.

Vom Salpeter, KNO_3, unterscheidet sich das chlorsaure Kali, $KClO_3$, in seiner Zusammensetzung nur dadurch, daß in letzterem Chlor statt Stickstoff vorkommt. Die Aehnlichkeit beider Körper wird noch dadurch vermehrt, daß N und Cl beides Gase sind, und beide eine geringe Verwandtschaft zum Sauerstoff haben, so daß sich die chlorsauren Verbindungen noch leichter zerlegen als die salpetersauren. Eine Folge davon ist, daß das chlorsaure Kali ähnlich und namentlich wegen der unmittelbaren Verwandtschaft des Cl zu K noch heftiger wirkt, als der Salpeter. Es verliert beim Erhitzen sehr leicht seinen sämmtlichen Sauerstoff, s. Nr. 29, worauf Chlorkalium, KCl, nachbleibt. Dieser Eigenschaft wegen ist das chlorsaure Kali schon in Nr. 29 zur Entwickelung von Sauerstoff gebraucht worden; die Lösung des mit wenig Wasser behandelten Rückstandes zeigt beim Verdunsten nur Würfel von KCl. Einige Körnchen $KClO_3$, auf glühende Kohle geworfen, verpuffen noch lebhafter als Salpeter; zur Schießpulverfabrikation ist es aber wegen seiner Heftigkeit und des Einflusses des Chlor auf die Geschütze nicht brauchbar. Dagegen wird es von Feuerwerkern häufig angewandt, obgleich es schon bei hartem Reiben oder Stoßen und beim Mischen mit manchen Stoffen explodirt.

Man reibe ein kleines Quantum chlorsauren Kalis fein, mische es vermittelst der Fahne einer Feder mit halb so viel Schwefelblumen, Nr. 54, vorsichtig durcheinander*) und lasse auf das kleine Häufchen Pulver einen Tropfen Schwefelsäure fallen, es entzündet sich. Die starke Schwefelsäure tauscht ihren Wasserstoff gegen das Metall des chlorsauren Kali aus; durch die hierbei erzeugte Hitze zerfällt die Chlorsäure, $HClO_3$, und giebt ihren Sauerstoff zur Verbrennung des beigemischten Schwefels her.

Man mache in einem Stück Kork, Torf oder dgl. eine Höhlung wie die eines Fingerhutes, fülle sie zu $^3/_4$ mit Schießpulver, oben

---

*) Man mache es sich zur unbedingten Regel, mit größter Genauigkeit darauf zu achten, daß die Gefäße, in denen man chlorsaures Kali zerreibt, ganz absolut rein und besonders nicht mit Körpern wie Schwefel, Kohle, Zucker oder dgl. verunreinigt sind, da andernfalls selbst schon bei verhältnißmäßig geringen Mengen höchst gefährliche Explosionen die Folge sein können. Desgleichen vermeide man beim Mischen des auf diese Weise zerkleinerten chlorsauren Kalis mit den erwähnten oder anderen brennbaren Stoffen jeglichen Druck oder Stoß, sowie es endlich nicht genug empfohlen werden kann, allen solchen Mischungen, die chlorsaures Kali enthalten sollen, dieses erst zuletzt, nachdem die übrigen Substanzen bereits innig gemischt sind, behutsam zuzusetzen.

auf zu $1/4$ mit fein zerriebenem chlorsauren Kali und fast eben so viel fein zerriebenem weißen Zucker wohl gemischt; lasse dann, mittelst eines in Nordhäuser Schwefelsäure getauchten, möglichst langen Glasstabes oder Glasrohres einen Tropfen dieser Säure darauf fallen, so hat man im Kleinen die Explosion der Torpedo's.

Die vor 30—40 Jahren gebräuchlichen Tunkzündhölzer (Fixfeuerzeuge) enthielten eine ähnliche Mischung und wurden zur Entzündung in ein Gläschen getaucht, in welchem Asbest, mit einigen Tropfen Schwefelsäure getränkt, war. Da die Schwefelsäure aus der Luft Feuchtigkeit anzieht, so wurde das Feuerzeug oft dadurch unbrauchbar, daß die Schwefelsäure bei nicht hinreichendem Verschluß zu sehr verwässerte. — Hat man Lust, sich einige Tunkzündhölzchen anzufertigen, so geht man sicher, wenn man statt Schwefelblumen Zinnober (Schwefelquecksilber) wählt. Man lege 1 g $KClO_3$ auf eine Glasplatte oder einen Teller, gieße einige Tropfen Wasser darauf, füge nach einigem Zermalmen $1/2$ g Zinnober und 6 cg gummi arab. hinzu und reibe es mit nöthigem Wasser sorgfältig zu einem dünnen Brei. Schwefelhölzchen etwa 6 mm tief in geschmolzenen Schwefel getaucht, werden dann 3 mm tief in diese Mischung getaucht und gut getrocknet. Man füllt dann eine Portion Asbest oder in dessen Ermangelung feinen Sand in ein Gläschen und feuchtet ihn mit Schwefelsäure (am liebsten Nordhäuser) an, steckt die Hölzchen hinein und zieht sie rasch wieder heraus. Mit obiger Masse kann man mehrere Hundert Tunkzündhölzer anfertigen. Für den täglichen Gebrauch wäre diese Zusammensetzung nicht zu empfehlen, Nr. 149.

Daß eine Menge chemischer Vereinigungen Wärme erzeugt, entdeckt man bald. Sorgfältige Untersuchungen machen es wahrscheinlich, daß dies fast immer, wenn nicht gar überhaupt bei allen chemischen Verbindungen, auch bei den sehr langsamen, der Fall ist. So ist auch die chemische Verbindung des Kohlenstoffs in unserem Blute mit dem eingeathmeten Sauerstoff eine Hauptquelle der thierischen Wärme.

86. Kalium, Natrium.

Kalium, Glas mit W., Glasscheibe, Pbgl., Löschpapier, Zange, Rhalter.

Aus der chemischen Formel K_2O sehen wir, daß Kali ein zusammengesetzter Körper ist. Das Radical, s. Nr. 26, desselben ist Kalium, K, ein Metall, das man zuerst vermittelst des galvanischen Stromes entdeckte, jetzt aber meistens dadurch darstellt, daß man Pottasche, K_2CO_3 und Kohle C in verschlossenen eisernen Flaschen einer starken Glühhitze aussetzt, in welcher die Kohle zu ihrer Verbrennung dem Kalium den Sauerstoff entzieht. Das ausgeschiedene und in der

Hitze dampfförmig gewordene Metall wird dann durch eine Röhre in eine abgekühlte Vorlage unter Steinöl geleitet, das, wenn es gehörig gereinigt ist (rectificirtes Steinöl), nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff besteht, so daß das Kalium darin nicht oxydiren kann. Es muß auch darin aufbewahrt werden.

Das Kalium ist so weich, daß es sich bei mittlerer Temperatur, also bei etwa 15—20 ° C, mit einem Messer bequem schneiden läßt. Die frische Durchschnittsfläche zeigt einen schönen Silberglanz, wird aber wegen der Verwandtschaft zum Sauerstoff sofort matt und weiß, weil die oberste Schicht sich in K_2O verwandelt. Das Metall ist so leicht, daß es auf dem Wasser schwimmt. Kann man (etwa bei einem Apotheker oder in einer Droguenhandlung) ein Kügelchen erhalten, so schneide man ein Stückchen ab und werfe es auf ein Bierglas voll Wasser. Das Stück schmilzt sofort und fährt zischend auf dem Wasser hin und her, wobei sich eine violette Flamme erhebt und weißer, hustenerregender Rauch sich erhebt; der Rest des Kügelchens löst sich mit einer kleinen Explosion im Wasser auf. Das Kalium selbst brennt dabei nicht, sondern die Flamme entsteht durch das freiwerdende Wasserstoffgas, das durch die aus der chemischen Vereinigung entstehende Hitze sofort entzündet wird und sich durch Kalidämpfe violett färbt. Das K entzieht nämlich dem Wasser den Wasserstoff zum Theil ($K + H_2O = KHO + H$) oder ganz ($2K + H_2O = K_2O + 2H$). Das letzte Kügelchen wenigstens ist K_2O; es schwimmt auf dem Wasser ohne dasselbe zu berühren, getrennt anfangs durch Wasserstoff, nachher durch Wasserdampf, ähnlich wie ein Wassertropfen eine Zeit lang auf einem überhitzten Plätteisen ohne zu zischen liegen kann. Bei der Abkühlung findet dann plötzliche Vereinigung mit Wasser ($K_2O + H_2O = 2KHO$) und Auflösung statt; daher die Explosion, gegen welche man sich durch Ueberdecken des Glases mit einer Glasscheibe einigermaßen schützen kann. Statt des Kaliums kann man Natrium nehmen, Nr. 87 u. 27. Auch bei diesem Versuche kommen heftige Detonationen vor, deren Ursache vielleicht der Oxydkruste des Metalls und dem anhängenden Steinöl zuzuschreiben ist.

Will man den freigemachten Wasserstoff auffangen, so fülle man ein Probirglas mit Wasser und hänge es in einem Retortenhalter so auf, daß die Mündung unter Wasser bleibt. Dann bringe man kleine Stückchen Na oder K, welche von der Kruste und dem Steinöl (durch Löschpapier) vollständig befreit sind, in Löschpapier gewickelt mittels einer Zange darunter und lasse sie im Glase aufsteigen. Zur Vorsicht decke man ein Tuch über den Apparat. Das aufgefangene Gas wird an seiner Brennbarkeit als Wasserstoff erkannt.

Was hier das Kalium bei gewöhnlicher Temperatur thut, kann

auch die Kohle bei großer Hitze bewirken. Gießt man wenig Wasser in ein sehr starkes Feuer, so zersetzt die Kohle das Wasser, indem sie den Sauerstoff zu ihrer eigenen Verbrennung anwendet; der frei gewordene Wasserstoff entzündet sich aber auch, sobald er etwas in die Höhe steigt und Sauerstoff erlangen kann. Unkundige Löschmannschaft vermehrt also oft das Feuer, statt es zu vermindern. S. Nr. 23.

Um Namenverwechselungen, die man bei solchen, welche ein wenig über Chemie gelesen haben, oft hört, vorzubeugen, merke man sich:

Kalium ist das Element, K; Kali, K_2O, ist das Element mit Sauerstoff verbunden = Kaliumoxyd.

Natrium ist das Element, Na; Natron, Na_2O, ist das Element mit Sauerstoff verbunden = Natriumoxyd. (Natrum ist kein gebräuchlicher Name und läßt zweifeln, was gemeint ist.)

Ammonium, Am, gilt als Element, ist eigentlich NH_4; Ammoniak, Am_2O, eigentlich $(NH_4)_2O = 2\,NH_3 + H_2O$, auch oft blos NH_3 geschrieben, wird als Ammoniumoxyd angesehen.

Baryum = Ba; Baryt = BaO.

Strontium = Sr; Strontian = SrO.

Calcium = Ca; Kalk = CaO.

Magnesium = Mg: Magnesia = MgO u. s. w.

---

12. Natrium.

87. Soda, Kochsalz.

Soda, Tss., W., St., Salzsäure. Das Weitere wie 80 u. 81, bloß Soda statt Pottasche; Seife, Pbgl., Schwefelsäure.

Man löse etwas Soda, Na_2CO_3, kohlensaures Natron, der Pottasche entsprechend, s. Nr. 76, in Wasser auf und neutralisire, s. Nr. 12, mit Salzsäure, HCl. Es entsteht eine Gasentwickelung, die Kohlensäure, CO_2, entweicht, die nachbleibenden Bestandtheile wechseln sich gegenseitig aus, es entsteht also aus $Na_2CO_3 + 2\,HCl$ Wasser und die entweichende Kohlensäure, CO_2. Man schmecke die Lösung, es ist eine Kochsalzlösung. — Die Wichtigkeit des Kochsalzes für den Geschmack und die Verdaulichkeit der Speisen ist bekannt. In nassen Jahren, wo das Brotkorn oft etwas ausgewachsen ist, kann

ohne Zusatz von Salz kein gutes Brot gebacken werden. Der im Korn enthaltene Kleber hat durch das Auswachsen seine wasserbindende Kraft verloren, was ein Zusatz von Kochsalz einigermaßen wieder gut machen kann. Da aber Kochsalz in der Natur viel reichlicher vorhanden ist als Soda, so pflegt man nicht Kochsalz aus Soda, sondern umgekehrt, Soda aus Kochsalz zu fabriciren, s. Nr. 88.

Man bereite ganz so, wie in Nr. 80 und 81 gezeigt worden ist, aus der Soda, Na_2CO_3, durch Hülfe von Aetzkalk sich Aetznatron, NaHO.

Wie die Pottasche aus der Asche der Landpflanzen, s. Nr. 26, so wird die Soda aus der Asche der Salzpflanzen gewonnen, aber auch sehr viel aus Kochsalz und Chilisalpeter, s. Nr. 88, 92, dargestellt. Wie die Aetzkalilauge, s. Nr. 80, so ist auch die Aetznatronlauge im Handel zu haben, roh unter dem Namen Seifenstein: Anwendung derselben in der Haushaltung s. Nr. 91.

Das Element Natrium, Na, ist dem Kalium sehr ähnlich, doch ist die Heftigkeit seiner Oxydation nicht völlig so groß. Man vergleiche Nr. 86 und die Note zu Nr. 27.

88. Glaubersalz. Sodafabrikation.

Soda, Schwefelsäure, Tss., W., Glaubersalz, Blech, L., Löthr., Kochsalz.

In Nr. 71 ist bei Bereitung von Salzsäure gezeigt worden, wie man Na_2SO_4, schwefelsaures Natron, resp. $NaHSO_4$, saures schwefelsaures Natron, als Nebenproduct erhält, welches bei etwa überschüssiger Schwefelsäure leicht durch Zusatz von Soda in neutrales schwefelsaures Natron, Glaubersalz, Na_2SO_4 zu verwandeln ist; man kann dasselbe aber einfacher haben. Man löse Soda, Na_2CO_3, in möglichst wenig Wasser auf und neutralisire durch Schwefelsäure, H_2SO_4, s. Nr. 13. Die Kohlensäure entweicht unter Brausen, und Na_2SO_4 (und Wasser) bleibt in der Lösung zurück, das man nach Nr. 8 krystallisiren läßt (Formel?). In der Praxis des Feuerlöschwesens sind neuerdings sogenannte Extincteurs in Anwendung gekommen, geschlossene Blechcylinder zum Tragen für einen Mann eingerichtet und gefüllt mit Lösung von Soda oder doppelt kohlensaurem Natron. Kurz vor dem Gebrauch wird eine im oberen Theile des Apparats befindliche Flasche mit Schwefelsäure umgekehrt oder eingestoßen, und nun kann der Inhalt durch ein unten angebrachtes Rohr unter dem Druck der entstehenden Kohlensäure ausströmen. Löschende Wirkung vgl. Nr. 23. Hierbei tritt aber ein besonderer Umstand ein. Es löst sich weder die größte Menge von Glaubersalz in heißem noch in kaltem Wasser, sondern bei einer Temperatur von 33 ^{0} C., die man auch ohne Thermometer dadurch ungefähr erkennen kann, daß das

Glas, wenn man die Zunge daran legt, kaum merklich kalt erscheint (Blutwärme c. 37 ° C.). Ist bei dieser Temperatur die Lösung gesättigt, so mag man sie erwärmen oder abkühlen, es scheidet sich jedenfalls Salz aus. Es sind also nicht alle Salze am löslichsten beim Kochpunkt, sondern einige bei einer niedrigern Temperatur, s. Nr. 6. Die Menge des Krystallwassers ist auch bei verschiedenen Temperaturen der Krystallisation oft verschieden. Die Glaubersalzkrystalle, welche sich bei mehr als 33 ° C. ausscheiden, sind wasserfrei oder haben wenig Krystallwasser; unter 33 ° C. krystallisirt $Na_2SO_4 + 10 H_2O$.

Wir haben, um das chemische Verhalten der Stoffe kennen zu lernen, in voriger Nummer Soda in Kochsalz und in dieser Nummer Soda in Glaubersalz verwandelt. Aber Kochsalz giebt es auf oder in der Erde ungeheure Mengen, die Soda mußte man früher aus der Asche der Meerpflanzen oder aus den sogenannten Natronseen (Aegypten, Ungarn) gewinnen, dabei war bei dem starken Verbrauch der Soda der Preis zu hoch und wurde zur Zeit der Continentalsperre, 1806—1813, unleidlich. Da erfand Leblanc das Verfahren, Kochsalz in Soda umzuwandeln. NaCl wird erst in Na_2SO_4 umgewandelt, s. Nr. 71, wobei in den Fabriken das entstehende HCl nicht Haupt-, sondern Nebenproduct und daher so wohlfeil ist, daß die meisten Fabriken es unbenutzt in die Atmosphäre entweichen lassen würden, wenn es nicht — etwas schwerer als atmosphärische Luft — herabsinken und allem organischen Leben der Umgebung verderblich werden soll. Das gewonnene, wasserfreie Na_2SO_4 wird mit pulverisirter Kreide, $CaCO_3$, und Holzkohle, C, geglüht. Der hierbei stattfindende Zersetzungsproceß läßt sich in folgende zwei Perioden zerlegen:

I. Aus dem schwefelsauren Natron und der Kohle entstehen Schwefelnatrium, Na_2S, und Kohlenoxyd, CO; denn:

$$Na_2SO_4 + 4C = Na_2S + 4CO.$$

II. Schwefelnatrium und Kreide zersetzen sich in der Hitze derart, daß kohlensaures Natron, Na_2CO_3, und eine schwerer lösliche Verbindung, Schwefelcalcium, CaS, gebildet wird, denn:

$$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS.$$

In den Fabriken legt man das Flammenfeuer neben den offenen Behältern des Gemisches an und läßt die Flammen dicht darüber hinwegstreichen. Oben über dem Flammenofen (Reverberirofen) befinden sich die Gefäße zur Eindampfung und Krystallisation. Die sehr lösliche Soda wird von dem schwerlöslichen Schwefelcalcium, dem überschüssig zugesetzten Kalk und Kohle durch Auslaugung getrennt.

Man lege einige kleine trockene Glaubersalzkrystalle auf ein Blech und erhitze es über der Lampe; sie werden bald schmelzen, aber nur in ihrem eigenen Krystallwasser, Nr. 36, das beim Glaubersalz sogar 56 Proc. ausmacht. — Krystallisirtes Glaubersalz $= Na_2SO_4 + 10\,H_2O$; Moleculargewicht = 322, wovon 180 Wasser; daher 100 Gew.-Th. Glaubersalz enthalten 56 Gew.-Th. Wasser. — Nachdem dieses Wasser verflüchtigt ist, richte man die Löthrohrflamme darauf, worauf es in der Glühhitze nochmals schmilzt. Man hat hier also, wie beim Borax, Nr. 75, erst den wäßrigen, dann den feurigen Fluß. Macht man den Versuch mit Kochsalz, das kein Krystallwasser enthält, so bemerkt man erst ein Knistern (Decrepitiren), was davon herrührt, daß die Salzkrystalle Spuren von Wasser mechanisch eingeschlossen haben, durch dessen Dampf sie bei der Erhitzung gesprengt werden; von einem wäßrigen Fluß kann hier nicht die Rede sein, wohl aber von einem feurigen.

89. Verschiedenes Verhalten einiger Salze.

Glasscheibe, Pottasche, Glaubersalz, Kochsalz, 3 Biergl., W., Thermometer, Soda (krystallinische und verwitterte), Salzsäure, Wg., Pbgl.

Man lege eine kleine Menge Pottasche, einige Glaubersalz- und einige Kochsalzkrystalle etwa auf eine Glasscheibe, jedes für sich, frei im Zimmer hin. Die Pottasche wird, so weit sie wirklich Pottasche war, schon am nächsten Tage in dem angezogenen Wasser zerflossen sein; die Glaubersalzkrystalle werden auf der Oberfläche in ein weißes Pulver verwandelt sein; das Kochsalz wird unverändert bleiben. Darnach giebt es zerfließliche, verwitternde und luftbeständige Salze. Die Verwitterung besteht in dem Verluste des Krystallwassers oder eines Theiles desselben.

Man nehme zwei Biergläser halb voll Wasser, das ungefähr die Temperatur des Zimmers hat, und hänge mittels des Retortenhalters das Thermometer so lange in eins derselben, bis es völlig mit der Temperatur des Wassers übereinstimmt. Dann schütte man klares, krystallisirtes Glaubersalz oder krystallinische Soda, gepulvert und von gleicher Temperatur, hinein und rühre mit dem Thermometer etwas um; die Temperatur wird sinken. Während der Lösung des Salzes wird auch das Krystallwasser, welches fest war, flüssig; beide Vorgänge verbrauchen Wärme (Physik).

Krystallisirtes Glaubersalz, $Na_2SO_4 + 10\,H_2O$, enthält 56 Proc. Krystallwasser; gewöhnliche krystallisirte Soda, $Na_2CO_3 + 10\,H_2O$, enthält 63 Procent (bitte nachzurechnen). Hat man Soda längere Zeit unverschlossen aufbewahrt, so verliert sie die Hälfte des Wassers und zerfällt zu Pulver, $Na_2CO_3 + 5\,H_2O$, sie verwittert; erhitzt man diese auf 100 °C., so verliert sie auch die $5\,H_2O$, ist also wasserfrei,

calcinirte Soda. Erhitzt man von der letzteren ein wenig in einer Glasröhre, so müssen die kälteren Theile der Röhre inwendig nicht beschlagen, die Soda muß nun kein Wasser mehr ausgeben. Auf gleiche Weise verhält sich das schwefelsaure Natron.

Man wiederhole nun den oben angegebenen Versuch in dem andern Glase, schütte aber verwittertes, besser noch wasserfreies Glaubersalz oder dergleichen Soda bis etwa zum Sättigungspunkt hinein. Die Temperatur wird steigen, weil hier das Umgekehrte stattfindet; ein Theil des Wassers wird vom Salze als Krystallwasser aufgenommen und fest werden, bei welcher Gelegenheit die verbrauchte Wärme wieder erzeugt wird. Nimmt man auf 44 Gew.-Th. wasserfreies Glaubersalz 56 Gew.-Th., oder auf 37 Gew.-Th. wasserfreies kohlensaures Natron 63 Gew.-Th. Wasser, so erstarrt das Ganze und die Wärme muß steigen (Physik). Nimmt man aber überschüssig Wasser, so findet erst eine Aufnahme von Krystallisationswasser und dann eine Lösung statt, also beides, Steigen und Sinken der Temperatur, wobei ersteres überwiegt. — Woher kommen die angeführten Zahlen 44, 56, 37, 63? Welche Zahlen muß man statt ihrer setzen, wenn man $Na_2CO_3 + 5\,H_2O$ oder $Na_2SO_4 + 5\,H_2O$ nimmt. Wenn die gewöhnliche krystallinische Soda a 100 kg 15 Mark kostet, was kann man dann für verwitterte und für wasserfreie Soda geben?

Man könnte den zweiten Versuch schon eine Kältemischung und den letzten eine Wärmemischung nennen, doch denkt man bei diesen Namen an eine viel energischere Wirkung. Wegen der großen Menge des Krystallwassers im Glaubersalz eignet es sich besonders zu sogenannten Kältemischungen. Man übergieße in einem Bierglase 120 g krystallinisches gepulvertes Glaubersalz mit 80 g Salzsäure, nehme ein enges Probirglas, worin ein wenig Wasser und brauche es zum Umrühren der Masse. Das Krystallwasser wird durch die Salzsäure genöthigt, aus seinem festen Zustande in einen flüssigen überzugehen, wodurch so viel Wärme verbraucht wird, daß die Temperatur der Mischung von + 12 ° C. auf — 18 ° C. herabsinkt und das Wasser im Probirglase zu Eis wird. Dabei hat die Flüssigkeit, die nur aus der Salzsäure bestand, sich mehr als verdoppelt.

90. Doppelt kohlensaures Natron. Brausepulver.

Krystallinische und verwitterte Soda, 3 Mdgl., 2 Pfr. m. 2 Glr., Kreide, W., Salzsäure, Ftr., Tr. Doppelt kohlens. Natron, Weins. (beides gepulvert), Biergl., Theelöffel.

Man pulverisire 15 g krystallinische Soda, vermische sie sehr innig mit 60 g verwitterter Soda und schütte die Mischung locker in

ein nicht zu weites Glas. Dann entwickele man nach Nr. 43 Kohlensäure, wasche sie nach Nr. 19 durch ein eingeschaltetes Glas mit Wasser, um sie von der mit hinübergerissenen Salzsäure, Nr. 45, Anm., zu befreien und leite sie dann bis auf den Boden des Glases, worin das Sodapulver sich befindet, welches nun noch ein Verbindungsgewicht $CO_2 + H_2O$ bindet und dadurch erwärmt wird (Physik). Bei umsichtigem Verfahren und Abkühlung, Nr. 71, verwandelt die Soda sich nun größtentheils in $NaHCO_3 + H_2O$, doppelt oder saures kohlensaures Natron, das viel weniger löslich ist als Soda. Man schüttele dasselbe mit so viel Wasser, daß etwa der vierte Theil aufgelöst wird und beim Filtriren abfließt, so wird die einfache Soda wahrscheinlich entfernt sein. Durch Umkrystallisiren nach Nr. 47 erhält man das Salz seiner geringen Löslichkeit wegen in bedeutender Reinheit, wenn man auch nur ganz gewöhnliche Soda dazu verwendet. Auf dieselbe Weise kann man Pottasche in saures, kohlensaures Kali, $KHCO_3 + H_2O$ verwandeln, das nicht hygroskopisch ist. In Branntweinbrennereien kann die Umwandlung mit Vortheil im Großen betrieben werden; man braucht das Salz oder eine Lösung desselben nur in flachen Gefäßen neben die gährende Maische zu stellen. — Da das doppelt kohlensaure Natron in der Haushaltung oft zu gebrauchen ist, so schaffe man sich $^1/_4$ Pfd. sofort davon an; wenn der Glashafen, worin man es aufbewahrt, mit Papier überbunden ist, so ist es hinlänglich geschützt.

Das doppelt kohlensaure Natron ist der eine Bestandtheil des Brausepulvers, der andere ist Weinsäure oder Weinsteinsäure, $H_2C_4H_4O_6$. Man thue von dem ersteren einen halben Theelöffel voll in ein halbes Glas Wasser und, nachdem es sich aufgelöst hat, setze man etwas weniger an Weinsäure hinzu, rühre um, bis es braust — es fehlt dann nur noch das schnelle Austrinken. — Man schaffe sich auch etwas gepulverte Weinsäure an und bewahre jedes besonders auf. Auch die Weinsäure ist luftbeständig und braucht bloß vor Staub geschützt zu werden.

Das Brausen des Brausepulvers wird jetzt völlig klar sein; die Weinsäure verjagt die Kohlensäure, das weinsaure Natron bleibt im Wasser und wird nebst möglichst viel Kohlensäure in den Magen gebracht. Meistens wird die Hauptwirkung von der die Magenthätigkeit anregenden Kohlensäure erwartet, oft rechnet der Arzt aber auch auf die Wirkung des Salzes. Läßt man sich Säure und Basis schon auf der Apotheke mischen, so ist die geringste Menge der schon in der Luft vorhandenen Feuchtigkeit hinreichend, daß Säure und Basis sich in 1—2 Tagen vereinigen, wobei die Kohlensäure allmählich entweicht.

Wie viel muß man eigentlich von jeder Sorte zum Brause-

pulver nehmen? Man zähle die Verb.-Gew. von $NaHCO_3$ + H_2O und $H_2C_4H_4O_6$ zusammen, so erhält man für ersteres 168, für letzteres 150, also ziemlich genau in dem Verhältniß wie 9 zu 8. Da sich aber ohnehin im Magen leicht zu viel Säure bildet, so verhüte man den Ueberschuß der Weinsäure und nehme davon etwa den achten Theil weniger; in Apotheken werden oft auf 7 Theile des kohlensauren Natrons nur 5 Theile Weinsäure gegeben.

91. Doppelt kohlensaures Natron in der Küche.

Manche Speisen sind an sich sehr sauer, z. B. Stachelbeermus, Apfelmus von sehr sauren Aepfeln, und verlangen doch soviel Fruchtmasse, daß sie eine gewisse Consistenz erlangen. Man thut dann soviel Zucker hinzu, bis sie schmackhaft werden. Zucker, Syrup, Honig sind aber keine Basen, d. h. sie heben die Säure nicht auf, sondern übertäuben sie nur durch ihre Süßigkeit; auch will man gerade, daß man sowohl das Saure als das Süße schmecken kann. Wenn aber solche Speisen sehr sauer sind; so kosten sie nicht bloß viel Zucker, sondern werden auch, z. B. Stachelbeermus, von einem schwachen Magen nicht wohl vertragen. Wem also das Eine oder das Andere unangenehm ist, der kann einen Theil der Säure durch eine Basis aufheben, nur muß diese Basis eine solche sein, die in kleinen Mengen in Verbindung mit den in den Speisen enthaltenen Säuren der Gesundheit nicht nachtheilig ist. Eine solche Basis ist das Natrium, sowohl in der Soda als in dem doppelt kohlensauren Natron enthalten, in ersterer aber gewöhnlich sehr verunreinigt.

Man versuche, in ein solches Mus etwa halb so viel Zucker zu thun, als man sonst für nöthig hält, und füge nun nach Verhältniß der Menge etwa einen Theelöffel voll oder mehr oder weniger doppelt kohlensaures Natron hinzu. Es entsteht Brausen, weil die im Mus enthaltene Säure die Kohlensäure verjagt; soviel aber von dieser darin bleiben will, erhöht bei Pflanzenspeisen den Wohlgeschmack und ist eher wohlthätig, als schädlich. Hat man durchgerührt, so wird man merken, daß das Mus süßer geworden zu sein scheint, weil nun ein Theil der Säure durch das Natron aufgehoben worden ist und der Geschmack des Zuckers mehr hervortritt. Das rechte Maß muß man nach und nach durch Probiren erforschen; je saurer das Mus ist, desto mehr kann man hinzuthun. Man könnte auch soviel hinzuthun, daß alle oder fast alle Säure aufgehoben, neutralisirt wäre, dann würde man das Gericht aber des faden Geschmacks wegen nicht mögen. Was also wenig Säure hat, z. B. Bickbeerenmus (von Vaccinium Myrtillus L.), dem muß man keine oder nur höchst wenig nehmen.

Man kann zwar das doppelt kohlensaure Natron auch an Fruchtsuppen, z. B. Fliedersuppe, Kirschensuppe u. s. w. anwenden, wenn sie zu sauer gerathen sind. Aber man gewinnt damit nichts und thut besser, die Suppe nicht stärker zu machen, als man Zucker anzuwenden Willens ist. Eher kann man noch bei saurem eingekochten Saft davon Gebrauch machen, den man durch etwas doppelt kohlensaures Natron in ein moussirendes Getränk verwandeln kann, indem ein kleinerer Theil der Säure desselben die Rolle der Weinsäure beim Brausepulver übernimmt, der andere mit Zucker versüßt ist. Indeß schmeckt das Getränk auch leicht fade, wenn es nicht viel Säure besitzt. Sind animalische Speisen, z. B. Fleischsuppe, Rahm, Milch, etwas sauer geworden, oder ist die Buttermilch zu sauer, so kann man zwar auch durch doppelt kohlensaures Natron helfen, aber die aus demselben sich entwickelnde Kohlensäure entweicht aus diesen Speisen langsam und verschlechtert bei denselben den Geschmack. Man nehme in diesem Falle das ebenfalls auf der Apotheke käufliche Aetznatron, NaHO, s. Nr. 87 Schluß, und gieße zu solchen Speisen ein wenig hinzu, bis der saure Geschmack weg, oder bei der Buttermilch gemildert ist, oder einige Tropfen zu Milch oder Rahm, wenn man sie an warmen Tagen einige Stunden aufbewahren will, oder wenn man fürchtet, daß sie beim Kochen käsig werden. Der saure Geschmack der Milch rührt von der Milchsäure her, in welche der Milchzucker übergeht, Nr. 176; durch Natron wird dieser Säure eine Basis gegeben, sie wird neutralisirt, die Milch wird schmackhafter und leichter verdaulich. Nimmt man Aetznatron, so kann ein Aufbrausen natürlich nicht entstehen, weil die Kohlensäure fehlt. Man muß aber das Aetznatron selbst nicht schmecken wollen, eben weil es ätzend ist. Auch muß man völlig verdorbene Speisen, völlig saures Bier mit Natron nicht wieder gut machen wollen; das Natron verbleibt in Verbindung mit der Säure, d. h. als ein Salz, z. B. apfelsaures oder milchsaures ꝛc. Natron, in den Speisen und kann doch auch zu viel werden.

Einen andern Dienst leistet das kohlensaure Natron beim Kochen der Hülsenfrüchte. Enthalten sie reichlich Kalk oder kocht man sie in Hartwasser, s. Nr. 45, so werden sie wegen dieser Verbindung mit Kalk nicht mürbe. Die Hinzufügung von Natron fällt den Kalk und verhindert so jene Verbindung und den daraus folgenden Uebelstand.

92. Natronsalpeter (Chilisalpeter).

Natronsalpeter, Wg., Pottasche, 2 Tss., W., Glasstab, L., 3f.

Nachdem in Chili ein großes Lager von Natronsalpeter, $NaNO_3$, entdeckt worden ist, ist die Salpetersäure viel wohlfeiler geworden, auch verwandelt man häufig den Natronsalpeter in Kalisalpeter.

Man mache in einer Tasse oder Abdampfschale eine heiße, gesättigte Lösung von 5 g Chilisalpeter, in einer zweiten dasselbe unter Hinzufügung von 4 g Pottasche; ist überschüssig Wasser vorhanden, so dampfe man bis zur Sättigung im heißen Zustande ein und lasse darauf unter Berücksichtigung von Nr. 8 beides krystallisiren. Man wird sehr verschiedene Krystalle wahrnehmen; in dem ersteren Glase werden sie eine fast würflige Form haben, im zweiten werden sie aus langen Säulen oder Nadeln bestehen. Das erste ist die Krystallform des Natronsalpeters (kubischer Salpeter), das andere die des Kalisalpeters, indeß bleiben die Krystalle klein, wenn sie aus kleinen Mengen entstehen.

Wie ist letzterer entstanden? Natronsalpeter und kohlensaures Kali tauschen den Platz, wahrscheinlich weil dadurch weniger lösliche Verbindungen entstehen: $K_2CO_3 + 2\,NaNO_3 = Na_2CO_3$ (Soda) $+ 2\,KNO_3$ (Kalisalpeter).

Nun werden 4 g Pottasche kaum hinreichen, daß aller Natronsalpeter umgewandelt worden ist, aber die langen Krystalle kann man als KNO_3 entfernen und bei einigem weiteren Abdampfen, oder, wenn das nicht fruchtet, durch einen Zusatz von einer kleinen Menge Pottasche und abermalige Krystallisation wird es sich zeigen, ob noch Natronsalpeter oder nur bloß Soda in der übrigbleibenden Lösung enthalten war. Man sieht hier auch, daß es gleichgültig ist, ob die zur Bildung des Kalisalpeters zugesetzte Pottasche rein ist oder nicht, da die Salpetersäure jedenfalls das in der Mischung enthaltene Kali zuerst ergreift und damit krystallisirt.

Daß man den Natronsalpeter auch zur Bereitung von Salpetersäure und zur Düngung der Felder benutzt, ist schon in Nr. 38 und 39 erwähnt worden. Uebrigens ist es im Chilisalpeter wesentlich nur der Stickstoff, N, auf den es bei der Düngung abgesehen ist; er gehört daher wie Knochenmehl u. a. zu den einseitigen Düngungsmitteln, von denen man nicht annehmen muß, daß sie den Stalldünger ersetzen können.

93. Glas.

Sand, Reibschale, Pottasche, Holzkohle, L., Löthr., Soda.

Man reibe ein wenig weißen Sand in einer Reibschale zu einem zarten Pulver, vermische ihn gut mit ebenso viel oder etwas mehr Pottasche, hauche die Mischung so lange an, daß sie Feuchtigkeit genug hat, um eben zusammen zu halten, lege so viel als eine Erbse groß auf ein Stück Holzkohle und bringe die Mischung mit Hülfe des Löthrohres zum lebhaften Glühen. Sie schmilzt unter Entwickelung von Kohlensäure, die sonst dem Kali durch Glühen nicht zu entreißen

ist, s. Nr. 78, jetzt aber entweicht, weil sie durch eine andere Säure, die Kieselsäure, SiO_2, ausgetrieben wird, wodurch der Quarzsand schon seine Eigenschaft als Säure-Anhydrid kund giebt. Hat das Blasenwerfen so ziemlich aufgehört, so lasse man die Masse erkalten, und hat nun kieselsaures Kali, K_2SiO_3, d. i. Glas. Man sieht es gleich an der Formel, daß das Glas zu den Salzen gehört, freilich zu den unlöslichen. Unser Fensterglas ist zum Theil K_2SiO_3. Nimmt man 1 Theil Kieselsäure und 3 Theile Kali, so bekommt man ein Glas, das sich in heißem Wasser lösen läßt und dann Kieselfeuchtigkeit genannt wird. Eine ähnliche Substanz ist das Fuchsische Wasserglas, das käuflich zu haben ist. Es ist gewöhnlich eine Mischung von kieselsaurem Kali und Natron mit überschüssig zugesetzten Basen. Man benutzt es zum Kitten, zu feuerfesten Anstrichen, zur Glasur 2c.

Man wiederhole den Versuch so, daß man statt Pottasche entwässerte oder verwitterte Soda nimmt. Der Vorgang ist im wesentlichen derselbe, nur bekommt man natürlich kieselsaures Natron, Na_2SiO_3, das ist wieder Glas. Soll aber das Glas durchaus unlöslich sein, so ist außer Kali oder Natron noch eine andere Basis, z. B. Kalk oder Bleioxyd hinzuzusetzen. Die Nutzbarkeit dieses Glases beruht auch auf der Durchsichtigkeit, deren Grund in dem unkrystallinischen Erstarren des Glases aus feuerflüssigem Zustande zu suchen ist. Zuweilen bemerkt man an Glasröhren, welche man nicht bis zum völligen Weichwerden erhitzt hat, Trübung, sog. Entglasung, d. h. beginnende Krystallisation. Zusatz von Eisenoxydul färbt das Glas flaschengrün, Kobaltoxyd blau, Kupferoxyd grün, Goldoxyd mit Zinn purpurroth, Kupferoxydul feuerroth, Antimoniumoxyd, Silberoxyd gelb, Knochenerde giebt Milchglas, z. B. zu Lampenkuppeln.

Kronglas oder böhmisches Glas bereitet man aus Kali oder Natron, Kieselerde und Kalk; Flint- oder Krystallglas aus Kali und Bleioxyd als Basis. Glasarten, die fast nur Kali oder Natron zur Basis haben, taugen nichts zu Fensterscheiben, indem sie verwittern, d. h. daß die Basis auf der Oberfläche als kohlensaure durch den Regen weggewaschen wird und eine dünne Schicht Kieselerde zurückbleibt, wodurch die Scheiben blind werden und der dünne Ueberzug oft in Regenbogenfarben spielt, die durch die Interferenz des Lichts in der sehr dünnen Verwitterungsschicht hervorgebracht werden. S. Nr. 118. Durch Zusatz von Metall-, besonders Bleioxyd wird dem vorgebeugt.

94. Saures borsaures Natron (Borax). Boraxglas.

Kupfermünze, Zinn, Eisendraht, L., Zange, Löthr., Borax, W., Platindraht, Bleiglätte, Kupfervitr.

Das saure borsaure Natron, s. Nr. 75, hat die Eigenschaft, in der Hitze Metalloxyde mit Leichtigkeit aufzulösen, wodurch es beim Löthen gute Dienste leisten kann. Man lege auf eine Kupfermünze etwas Zinn und ein Stück Eisendraht, fasse sie mit der Zange und erhitze sie über der Lampe oder mit dem Löthrohr, bis das Zinn schmilzt. Es haftet weder am Kupfer noch am Eisen, weil beide in der Regel mit einer Oxydschicht überzogen sind. Man feuchte ein wenig gepulverten Borax an, überziehe mit dem Brei das Eisen und Kupfer und wiederhole das Schmelzen. Das Zinn wird sich nun sowohl mit dem Eisen als mit dem Kupfer verbinden und beide Metalle zusammenlöthen.

Der Borax, $Na_2B_4O_7$, wirkt ähnlich wie die Borsäure, s. Nr. 75, da er von der letztern so viel enthält, daß sie sich außer mit dem Natron auch noch mit andern Oxyden vereinigen kann, was um so leichter geschieht, da die Borsäure, in wäßriger Lösung eine schwache Säure, in der Glühhitze eine viel stärkere ist.

Man kann hier die Versuche in Nr. 75 sowohl mit Borax als mit Borsäure am Platindraht, gemischt mit verschiedenen metallhaltigen Stoffen, namentlich mit Rücksicht auf Nr. 93 wiederholen.

---

13. Ammonium.

95. Ammoniak.

Salmiak, Kalk, Wg., Tss., Kchfl., Pfr. m. Glr., Mdgl., L., Sandbad, 3f., Gefäß mit W., Pbp.

Man nehme 10—15 g Salmiak und 3—4mal so viel frisch gelöschten Kalk, rühre es wohl zusammen und nehme den dabei auftretenden Geruch wahr. Derselbe ist stechend, er rührt von dem sich entwickelnden Ammoniak her. Man bringe die Mischung in die Kochflasche, gieße 60—80 g Wasser hinzu, setze sie auf ein Sandbad, wähle ein Entwickelungsrohr wie in Fig. 15 mit Sicherheitsrohr und ein kleineres Glas zur Vorlage, verfahre überhaupt genau so wie bei Entwickelung der Salzsäure in Nr. 71 Absatz 1. Die Gefahr des Zurücksteigens ist hier noch größer. Man bemerkt vorläufig nicht, daß in der Vorlage weitere Blasen aufsteigen, als diejenigen, die von

der atmosph. Luft in der Kochflasche herrühren; alles Ammoniakgas wird anfangs von dem Wasser absorbirt, das bei hinreichender Abkühlung bis zu dem 600fachen seines Volumens Ammoniakgas in sich aufnimmt. So wie das Wasser gesättigt ist, wird das Ammoniak in Blasen aufsteigen und in die Luft entweichen, ist aber nicht schädlich. Man hebe dann das Entwickelungsrohr aus der Vorlage und blase darauf die Lampe aus. Man hat nun käufliches Ammoniak, Ammoniakgas, NH_3 in Wasser gelöst, d. h. mit H_2O zu NH_4HO oder AmHO (vgl. KHO und NaHO) verbunden, welches häufig durch Destillation aus dem Salmiak gewonnen wird und daher auch Salmiakgeist, Aetzammoniak oder kaustisches Ammoniak genannt wird.

Man tauche rothes Probirpapier hinein, es wird blau. Ammoniak ist eine Basis, und nächst KHO und NaHO die stärkste.

Salmiak, Chlorammonium, ist NH_4Cl oder AmCl. Außerdem war Kalkhydrat, CaH_2O_2, in der Kochflasche. Diese Stoffe haben sich so umgesetzt, daß daraus $CaCl_2$, Chlorcalcium, und H_2O, Wasser, in der Kochflasche verblieben sind, wogegen NH_3, Ammoniak, durch das Rohr entwichen und vom Wasser der Vorlage aufgenommen worden ist; doch hat trockenes Ammoniak kein H_2O, ist also bloß NH_3. Also: $2\,NH_4Cl + CaH_2O_2 = CaCl_2 + 2\,NH_3 + 2\,H_2O$. In die Vorstellung des chemischen Zusammenhanges wird anfangs dadurch einige Schwierigkeit gebracht, daß das Ammonium ein zusammengesetzter Körper ist, der dennoch in chemischen Verbindungen als ein Element auftritt und deshalb das elementarische Zeichen Am bekommen hat. Ganz für sich ist das Am noch nicht dargestellt worden, doch mit ein wenig Quecksilber zusammen als ein Amalgam; es ist wie alle zusammengesetzten Radicale organischen Ursprungs.

96. Versuche mit Ammoniak. Säureflecke.

St., blaues Tuch, Schwefelsäure, Ammoniak, Salpetersäure, Salzsäure, Holzspäne.

Man verreibe einen Tropfen Schwefelsäure auf blauem Tuch: es wird den Erfolg haben, als wenn sie auf blaues Probirpapier gebracht wird, die Stelle wird roth. Läßt man sie so, so wird die Stelle nach einiger Zeit auch mürbe werden.

Man gieße mehrere Tropfen Ammoniak auf die Stelle. Die rothe Farbe wird verschwinden, das Tuch wird wieder blau. Die Schwefelsäure, die in Begriff war, aus den Bestandtheilen des Tuches sich eine Basis anzueignen, verläßt das Tuch, indem sie im Ammoniak eine Basis findet. Es bildet sich schwefelsaures Ammoniak, oder was dasselbe ist, schwefelsaures Ammoniumoxyd, $2\,NH_3 + H_2SO_4 =$

$(NH_4)_2SO_4$. Diese Verbindung ist dem Tuch nicht nachtheilig und kann ohnehin durch Auswaschen entfernt werden.

Man mache denselben Versuch mit Salpetersäure. Die Stelle wird gelb und ohne Neutralisation der Säure bald zerfressen sein. Man gieße Ammoniak darüber, die Stelle bleibt gelb, aber sie wird nicht zerfressen werden, wenn alle Säure neutralisirt und ausgewaschen wird. Die Salpetersäure hat die Farbe durch Abgebung eines Theils des Sauerstoffs, s. Nr. 41, bleibend verändert. Der Rest der Säure, HNO_3, und die durch Abgabe von Sauerstoff entstandene salpetrige Säure, HNO_2, s. Nr. 40, wird von der Basis, NH_4HO, unschädlich gemacht; es entsteht NH_4NO_3 oder NH_4NO_2.

Das Ammoniak ist ein um so trefflicheres Neutralisationsmittel gegen Säuren, da es, äußerlich angewandt, selbst keine zerstörende Kraft hat, und z. B. aus Kleiderstoffen das Ueberschüssige bald verfliegt, weil es an sich ein Gas ist.

Man nehme 2 Holzspäne, tauche den einen in Salzsäure, den andern in Salmiak und halte wechselsweise den einen nahe über dem andern. Am obern wird sich ein stärkerer weißer Dampf von dem sich bildenden Salmiak zeigen, wenn der mit Ammoniak befeuchtete Span unter dem Span mit Salzsäure gehalten wird, weil das leichtere NH_3 aufsteigt, das schwerere HCl sich senkt, vgl. Allgem. III. 8. Beide Gase verbinden sich nach Nr. 95 zu Salmiak, Chlorammonium $= NH_4Cl$, einem festen Körper, der als Rauch in der Luft schwebt, bis er durch seine Vertheilung in der Luft sich dem Auge entzieht. Starke Salzsäure entwickelt oft einen weißen Dampf, so wie man den Pfropfen abnimmt. Je mehr das der Fall ist, desto mehr ist das Zimmer mit Ammoniakgas verunreinigt. Mit einem in HCl getauchten Span untersuche man z. B. Morgens ein Schlafzimmer, eine Stelle, wo etwas verwest, einen Vieh- oder besonders Pferdestall. — NH_3 und HCl sind also Reagentien, eins aufs Andere.

97. Salmiak. Verzinnen.

Platindraht, Salmiak, L., Kupfermünze, Zinn, Zange.

Man mache den Platindraht feucht, tauche ihn in gepulverten Salmiak, NH_4Cl, Chlorammonium, und halte ihn in die Flamme. Der Salmiak verflüchtigt sich in weißen Dämpfen, auch sind, wie die Formel und Nr. 96 zeigt, seine Elemente sämmtlich gasförmig.

Läßt man die Salmiakdämpfe in der Weise, wie zu Anfang folgender Nr. angegeben ist, in ein kaltes Gefäß strömen, so setzen sie sich als eine Salzmasse wieder ab, man nennt sie dann sublimirten Salmiak. Salmiak wurde in früheren Zeiten fast nur als Sublimat, Nr. 54, beim Verbrennen von Kameelmist gewonnen.

Man scheure eine Kupfermünze blank, schmelze, wie in Nr. 94, etwas Zinn darauf und suche dies mit einem Hölzchen über das Kupfer zu vertheilen. Es haftet nicht darauf, denn durch das Erhitzen des Kupfers hat dasselbe sich wieder mit Oxyd überzogen. Bei einem zweiten Versuch streue man Salmiak auf das Kupfer; nun wird das Zinn sich mit Leichtigkeit über das Kupfer vertheilen lassen. Das im Salmiak enthaltene Chlor verbindet sich nämlich sofort mit dem Metall des Oxyds zu Chlorid, wodurch die reine Kupferfläche wieder frei wird, während Ammoniak, NH_3, und Feuchtigkeit sich verflüchtigt, was sich, wenn es in größerer Menge geschieht, auch durch den Geruch zu erkennen giebt. Der Salmiak ist ein wichtiges Mittel zum Verzinnen.

98. Kohlensaures Ammoniak (Hirschhornsalz). Dünger.

Kfl., Mdgl., Salmiak, Kreide, Wg., Reibschale, Sandbad, 3f., Leinen.

Man nehme eine Kochflasche und ein Medicinglas, das sich umgekehrt möglichst gut an die Oeffnung der Kochflasche anschließt, oder auch zwei mit den Oeffnungen aufeinander passende Medicingläser, von denen aber das zu erhitzende keinen dicken Boden haben darf. Man thue in dies letztere oder in die Kochflasche 10 g Salmiak und 20 g Kreide, beide fein mit einander verrieben, und stelle das Glas mit der Mischung in das Sandbad, worauf man die Lampe untersetzt. Sobald sich der Ammoniakgeruch zeigt, stülpe man das leere Glas darüber, die Oeffnungen mit einem Streifen Leinen umwickelt. Die Dämpfe steigen in das obere Glas und sublimiren zu einer weißen Salzmasse. Es ist kohlensaures Ammoniak, sogenanntes Hirschhornsalz.

Bei diesem chemischen Proceß findet wieder Austausch der Metalle statt, s. Nr. 68, 83. Das flüchtige Am geht eine Verbindung mit der flüchtigen Kohlensäure ein, während Chlorcalcium zurückbleibt. $CaCO_3 + 2\,NH_4Cl = CaCl_2 + (NH_4)_2CO_3$. —

Der Name Hirschhornsalz rührt daher, daß man das kohlensaure Ammoniak früher aus Horn (aum aus Kameelmist) bereitete. Alle stickstoffhaltigen Körper, also fast alle Thier- und manche Pflanzenstoffe geben bei trockener Destillation kohlensaures Ammoniak, freilich zunächst in einem sehr verunreinigten Zustande; daher gewinnt man es auch als Nebenproduct bei der Darstellung des Leuchtgases, der Knochenkohle und ähnlicher Substanzen. Da es sich an der Luft und besonders in der Hitze verflüchtigt, so braucht man gereinigtes Hirschhornsalz auch zu Bäckereien, damit das Gebackene porös werde; die Poren sind dann die Räume, die das $(NH_4)_2CO_3$ als

Gas einnahm; wenn das Gebäck gar ist, ist das Hirschhornsalz verschwunden.

Das kohlensaure Ammoniak ist ein vortreffliches Düngungsmittel, seine Bestandtheile sind gerade Hauptbestandtheile organischer Verbindungen. Wegen des darin enthaltenen Stickstoffs sind aber alle Ammoniaksalze, sowie das Ammoniak selbst im verdünnten Zustande dem Wachsthum der Pflanzen ungemein förderlich. Das Ammoniak entwickelt sich in der Natur bei der Fäulniß besonders thierischer Körper in großer Menge, steigt wie die ebenfalls sich entwickelnde Kohlensäure, s. Nr. 44, in die Luft und beide werden von den Regentropfen begierig absorbirt, Nr. 44 und 95, wodurch die Luft wieder gereinigt und zugleich den Pflanzen eine ihnen recht zusagende Nahrung zugeführt wird. Deshalb kann man mit bloßem Begießen auch nie das erreichen, was ein Regen nach trockener Zeit bewirkt. Besonders im faulenden Urin entwickelt sich viel Ammoniak, so daß derselbe in Tuchfabriken zur Entfettung der Wolle als Seife angewandt wird, wobei das Ammoniak ähnlich wirkt, wie die andern Alkalien, die mit Fetten Seife bilden. In Schafställen tritt uns der hauptsächlich aus dem Urin sich entwickelnde Ammoniakgeruch aufs deutlichste entgegen. — Je vollständiger der Dünger verwest, ehe er ins Land gebracht wird, desto mehr entweichen Kohlensäure und Ammoniak in die Luft und werden Gemeingut des Pflanzenreichs; zuletzt bleiben nur die allerdings noch werthvollen Mineralsalze zurück, die man auch bei Verbrennung des Düngers in der Asche wiederfindet. Am vortheilhaftesten wirkt der Dünger hinsichtlich seiner flüchtigen Bestandtheile dann, wenn er im Boden gerade so viel NH_3 und CO_2 entwickelt, als die Pflanzen unbeschadet ihrer Gesundheit verzehren können. Der nicht rasch sich zersetzende Stalldünger wirkt unter gewöhnlichen Umständen am kräftigsten, wenn er frisch untergebracht wird. Düngerstoffe, die sich zu schnell zersetzen (zu heiß sind), z. B. menschliche Excremente, müssen also mit Vorsicht angewendet werden, wenn sie die Pflanzen nicht in ihren Verwesungsproceß hineinziehen (verbrennen) sollen. Nr. 49. Anm. 2.

Anm. Der große Dungwerth des Guano besteht im allgemeinen darin, daß er ganz aus Stoffen zusammengesetzt ist, die zur Ernährung der Pflanzen dienen, besonders aber im Stickstoff des an mehrere Säuren gebundenen Ammoniaks und zwar so reichlich, daß mitunter die Ammoniaksalze die Hälfte und der darin enthaltene Stickstoff den zehnten Theil des ganzen Gewichts betragen. Aber nur im Guano des regenlosen Gebiets (Peru) sind die Ammoniaksalze vollständig vorhanden, aus dem Guano anderer Gegenden hat der Regen sie mehr oder weniger ausgewaschen, und dann ist der Werth oft gering. Es ist daher wünschenswerth, daß Jeder den Guano selbst

auf seine Güte prüfen könne, und das kann auf folgende einfache Weise geschehen:

1. Man entnehme dem Guano sofort, wenn er nach Gewicht geliefert worden ist, an verschiedenen Stellen eine Probe von zus. 150 g, zerkleinert und genau gewogen, breite ihn in einem Zimmer mittlerer Temperatur auf einem Teller dünn aus. Nach einem oder zwei Tagen ist er lufttrocken und wird wieder gewogen. Was er auf diese Weise über 10 Procent verloren hat, kann man als Verfälschung durch Wasser ansehen.

2. Von diesem lufttrockenen Guano glühe man genau 50 g in einem Tiegel ähnlich wie in Nr. 76. Die bessern Sorten geben nur 27—33 Procent Asche. Die Probe ist deshalb zuverlässig, weil es keine verbrennlichen Stoffe giebt, durch deren Zusatz der Guano mit Vortheil verfälscht werden könnte, ohne sein Ansehen merklich zu verändern.

3. Andere 50 g lufttrockenen Guano legt man auf ein Filter in einen Trichter und gießt so lange kochendes Wasser darauf, bis das Filtrat einigermaßen klar abfließt, macht den Rückstand wieder lufttrocken und wägt. Die vorzüglichsten Sorten verlieren dabei 45 bis 65 Procent, die mittleren 35—45, die schlechten 10—20 Procent.

---

b. Metalle der alkalischen Erden.

14. Calcium.

99. Kohlensaurer Kalk.

St., Kalk, Mauerkalk, Salzsäure u. Salpetersäure.

Da die Kohlensäure in der Natur so ungemein häufig mit dem Kalk verbunden ist, als Kalkstein, Marmor, Kreide rc., so möge man zuvor die Nr. 45 nochmals durchsehen, deren Inhalt also hier als geläufig vorausgesetzt werden kann.

Man nehme ein Stück frisch gebrannten oder gelöschten Kalk und bringe vermittelst eines Glasstabes einen Tropfen Salzsäure darauf. Ist der Kalk nicht zuviel mit der Luft in Berührung gewesen, so wird er nicht brausen, weil er keine Kohlensäure hat; es ist Aetzkalk, CaO, oder Aetzkalkhydrat, CaH_2O_2.

Man nehme ferner ein Stück Kalk, das von einer Wand abgefallen ist, und bringe Salzsäure darauf, er wird stark brausen; es ist kohlensaurer Kalk, $CaCO_3$. Durch Hinzufügung von Salzsäure, 2 HCl, entsteht $CaCl_2$, Chlorcalcium, H_2O, Wasser, und CO_2, Kohlensäure, welche gasförmig entweicht.

Bekanntlich werden die Wände mit Kalkhydrat, d. h. gelöschtem Kalk, CaH_2O_2, gemauert und geweißt; woher hat der Kalk nun wieder die Kohlensäure? In Nr. 44 sind die reichen Quellen (welche 3?) angeführt worden, wodurch die Luft fortwährend mit Kohlensäure versehen wird. Der Kalk ist eine starke Basis, er hat daher große Neigung sein Metall an Säuren, hier CO_2 abzugeben: $CaH_2O_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$. Durch Salzsäure wird $CaCl_2$ erzeugt und CO_2 freigemacht. Ein geweißtes Zimmer ist kaum recht trocken, so hat auch schon der Kalk sich zum Theil wieder mit Kohlensäure versehen. Deshalb findet man keinen Aetzkalk in der Natur, aber kohlensauren Kalk in Menge. Kalk, Marmor, Kreide sind also passende Mittel, wenn man sich eine Menge von Kohlensäure verschaffen will, und die Salzsäure ist ein passendes Mittel, um zu untersuchen, ob in einem Gestein oder in einer Erdart kohlensaure Mineralien, namentlich kohlensaurer Kalk enthalten ist. Die Salpetersäure kann dasselbe bewirken, ist aber viel theurer und ihr Dampf schädlicher. Schwefelsäure nimmt man deshalb nicht, weil der schwefelsaure Kalk meist unlöslich ist und sich dadurch weiterer bequemerer Untersuchung entzieht. Die Ausdünstung frisch gekalkter Wände besteht nur in Wasserdampf und kann nur dadurch nachtheilig werden; der Kalk selbst verdunstet nicht.

100. Aetzkalk. Kalkbrennen.

Kreide, Pbp., Wg., Holzkohlen, L., Löthr., Salzsäure, Glasstab, gebrannter Kalk, Kattun.

Man lege ein Stück Kreide auf nasses rothes Probirpapier; es bringt keine Aenderung hervor.

Man lege ein Stück Kreide, kaum so groß als eine Nuß, auf die Wage und bringe sie ins Gleichgewicht. Darauf lege man die Kreide zwischen zwei Holzkohlen und bringe sie mit dem Löthrohr auf einige Zeit in lebhaftes Glühen, lege sie dann wieder auf die Wage, wo sich zeigen wird, daß sie einen bedeutenden Gewichtsverlust erfahren hat.

Man drücke nun ein nasses rothes Probirpapier mit dem Finger einige Zeit an die Kreide; es giebt einen blauen Fleck; sie reagirt jetzt also basisch. Man bringe einen Tropfen Salzsäure darauf, sie

wird jetzt wenig oder gar nicht mehr brausen, je nachdem das Glühen kürzer oder länger gedauert hat.

Während des Glühens läßt sie nämlich ihre Kohlensäure fahren, indem aus $CaCO_3$ entstehen: CaO und entweichende CO_2. Man hat dann nur noch das Oxyd CaO, nach Art der Bereitung gewöhnlich aber uneigentlich „gebrannter Kalk" genannt, obgleich dabei keine Verbindung mit Sauerstoff eingetreten ist. Um den Namen Aetzkalk zu rechtfertigen, wickele man ein Stück gut gebrannten Kalk in Papier, Kattun oder dgl., und lasse es einige Wochen liegen; die Umhüllung wird mürbe geworden sein, der Kalk hat sie zerfressen, indem er die Umhüllung zerlegt hat, um Wasser oder eine Säure daraus zu gewinnen.

Die Weißgerber legen die noch behaarten Häute in einen dünnen Brei von Kalkhydrat, damit sie soweit aufgelöst werden, daß die Haare loslassen.

Der Landmann vermischt Haufen von Unkraut, Quecken, Soden 2c., die schnell verwesen sollen, zweckmäßig mit Aetzkalk, aber nicht schon wirklichen Dünger, weil sonst das Beste desselben, das Ammoniak, ausgetrieben würde. Probe: Man mische etwas Kuhdünger mit Pulver von Aetzkalk, so wird man das ausgetriebene Ammoniak bald durch den Geruch wahrnehmen.

Wie groß ist der Gewichtsverlust beim Kalkbrennen? Mol.-Gew. von $CaCO_3 = 100$, wovon $CO_2 = 44$ beim Verbrennen verflüchtigt wird; der Verlust beträgt also 44 Procent.

101. Kalkhydrat, gelöschter Kalk, Calciumhydroxyd.

Gebr. Kalk, W., Wg., Biergl., Pbgl., L., Kfl.

Man wäge etwa 50 g gebrannten Kalk ab und übergieße ihn mit 16 g Wasser. (Ein etwas größeres Stück als ein Hühnerei in einem Bierglase, dann Wasser bis zu $^3/_4$ voll trifft ungefähr zu.) Nach einer Weile wird der Kalk sich erhitzen, aufquillen und dabei zu einem trockenen Pulver zerfallen. Das Wasser hat sich mit dem Aetzkalk chemisch verbunden und ist mit demselben zu einem festen Körper geworden. Die dabei beobachtete Hitze ist ein Beweis dafür, daß durch das Festwerden des Wassers auch hier Wärme erzeugt wird. Außerdem bringen chemische Vereinigungen an sich schon Hitze hervor, s. Nr. 85, wie z. B. in Wasser gegossene Schwefelsäure, ohne daß dabei das Wasser fest wird. S. auch Nr. 85. Die entstandene Verbindung, CaH_2O_2, heißt gelöschter Kalk oder Kalkhydrat, Calciumhydroxyd.

Wie viel Wasser muß man zu dem Ende aufgießen? Das Mol.-Gew. von CaO ist 56, das von Wasser, H_2O, ist 18, also etwas

weniger als den dritten Theil. Ist der zum Kalkbrennen verwandte Kalkstein aber thonig, sandig ꝛc. gewesen, so ist natürlich eine geringere Wassermenge erforderlich.

Man lösche noch ein wenig Kalk mit mehr Wasser, es entsteht Kalkbrei, wie ihn der Maurer zum Mörtel braucht. Mit noch mehr Wasser bekommt man Kalkmilch, wie sie zum Weißen verwendet wird. 1 Theil Kalk mit 800 Theilen Wasser endlich giebt eine klare Flüssigkeit, gelösten Kalk, Kalkwasser, das man stets vorräthig hält. Erhitzt man das Kalkwasser bis zum Kochen, so scheidet es wieder die Hälfte des Kalkes aus, weil er doppelt so löslich in kaltem, als in warmem Wasser ist, s. Nr. 6 und 88.

Nur das Wasser, welches zuerst verwandt wurde, um Kalkhydrat zu bilden, ist chemisch gebunden; die weitern Zusätze von Wasser erzeugen keine Wärme und verdunsten wieder bei mäßiger Erwärmung.

Oft trifft man beim Kalklöschen Stücke, die sich nicht löschen wollen, härter sind als gewöhnlich, auch meistens etwas dunkler oder bläulicher aussehen. Diese Stücke sind beim Brennen einer so großen Hitze ausgesetzt gewesen, daß die meistens im Kalkstein enthaltenen Quarztheile, SiO_2, Nr. 75, mit dem Kalk zu einer Art Glas, $CaSiO_3$, Nr. 93, geschmolzen sind. Man nennt das das Todtbrennen des Kalksteins.

102. Mörtel.

Kreide, gelöschter Kalk, W., 2 Tss., Steine.

Man zermalme etwas Kreide mit Wasser zu einem dünnen Brei und mache einen gleichen von frisch gelöschtem Kalk. Dann nehme man zwei Stücke quarzigen Gesteins, Granit, Sandstein oder dgl., tünche jedes mit einer dieser Mischungen an und lasse sie mehrere Tage, lieber noch viel länger liegen. Man nehme nun Wasser und wasche beide möglichst rein ab.

Der mit Kreide überzogene wird wieder völlig rein werden, den andern wird man von dem Kalk nicht ganz befreien können. Am ersteren hat die Kreide bloß mechanisch gehaftet, an letzteren haben sich kleine Theile gelösten Kalkes krystallinisch angesetzt und besitzen nun die Festigkeit des Kalksteins; außerdem beginnt nach und nach eine chemische Verbindung des Kalkes mit dem Quarz, d. h. der Kieselsäure. Bei der Kreide ist das deshalb nicht der Fall, weil sie in Wasser unlöslich ist und schon eine Säure, CO_2, besitzt.

Darauf beruht die Wirksamkeit des Kalkmörtels. Theils nimmt der Kalk allmählich immer mehr Kalksteinstructur an, theils entsteht zwischen dem Kalk, dem beigemischten Sande und den vermauerten

Steinen eine chemische Verbindung, beides um so mehr, je älter die Mauern werden. Daher rühmen Unkundige oft dem Kalk der in früheren Jahrhunderten aufgeführten Gebäude das nach, was die Zeit gethan hat. Mit zermalmter Kreide, Wiesenkalk u. dgl. kann man also nicht feste Mauern aufführen, wie man es mit letzterem hin und wieder versucht hat. Man muß ihn erst brennen und löschen.

Zu wenig Sand im Mörtel macht denselben rissig, zu viel Sand macht ihn porös und bröcklich, zu wenig Feuchtigkeit der frisch aufgeführten Mauern erschwert oder verhindert die oben genannten Vorgänge.

Man nennt diesen Mörtel Luftmörtel. Zu Wasserbauten brennt man thonige Kalksteine, oder vermischt den Kalk vor dem Brennen aufs Feinste mit $1/5$ Thon. Dieser Kalk heißt Wasser- oder hydraulischer Kalk, auch Cement. Er erstarrt schnell und wird unter Wasser steinhart. In neuerer Zeit hat man ihn viel zu Brückenbauten angewendet. Man versenkt ihn mit zerschlagenen Steinen gemengt in eigenen Vorrichtungen bis auf den Grund des Wassers, legt immer auf und gewinnt so das Fundament zu den Säulen, von welchen die Brücken getragen werden sollen.

Unter dem Namen Traß findet sich am Laacher See bei Andernach ein durch vulcanische Thätigkeit in natürlichen Cement verwandeltes gemengtes Gestein, das mit wenig künstlichem Cement vermischt, einen vorzüglichen Mörtel zu Wasserbauten giebt.

103. Mergel.

Mergel, Teller, Wg., Mdgl., W., Gläschen mit Salzsäure.

Mergel ist Thon, Sand 2c., mit kohlensaurem Kalk vermischt, wie er in manchen Erdschichten gefunden wird. Seine Anwendung auf den Feldern ist bekannt. Die Asche von manchen Pflanzen, z. B. Klee, Erbsen 2c., besteht zur größeren Hälfte aus Kalk, s. Nr. 76, daher können sie auf einem kalkarmen Boden nicht gedeihen. Außerdem wirkt der Mergel oft indirect durch Absorbirung der im Boden enthaltenen Säuren, wodurch die Nahrungsstoffe (Humus) gebunden sind. Dann wirkt der aufs Land gefahrene Mergel in manchen Gegenden auch noch vortheilhafter durch andere Beimischungen, so besonders der Mergel aus der Geschiebelehmformation durch seinen Gehalt an Kali und wahrscheinlich auch Phosphorsäure, Schwefelsäure u. A.

Etwas Kalkgehalt hat fast jede Bodenart; soll der Mergel aber seinen Namen verdienen, so muß er wenigstens 20 Proc. Kalk enthalten. Man prüft ihn oberflächlich dadurch, daß man ein paar Tropfen Salpetersäure, besser Salzsäure darauf gießt, wobei man

ihn am Brausen, an der Entwickelung von CO_2 erkennt. Man setzt dabei voraus, daß andere kohlensaure Mineralien in beträchtlicher Menge nicht vorhanden sein werden. Mit ziemlicher Genauigkeit kann man den Kalkgehalt auf folgende Art bestimmen.

Man lasse eine auseinander geriebene Mergelprobe einige Tage auf einem Teller in einem bewohnten Zimmer stehen, daß sie lufttrocken werde; darauf wäge man sich eine gewisse Menge, z. B. 20 g davon ab, fülle sie in ein Medicinglas, gieße einen Fingerbreit Wasser darüber, setze das Glas auf die eine Wagschale und daneben ein Gläschen mit Salzsäure, die man, wenn sie raucht, mit ein wenig Wasser verdünnt. Dann beschwere man die andere Schale mit beliebigen Gegenständen, bis man genau Gleichgewicht hat. Nun gieße man die Salzsäure bei Kleinigkeiten nach und nach auf den Mergel und setze das Glas wieder daneben. Das Gemisch beginnt zu brausen, indem der im Mergel vorhandene kohlensaure Kalk seine Kohlensäure verliert, und bald wird wegen dieses Verlustes die Schale sich heben. Wenn aufs neue zugesetzte Salzsäure kein Brausen mehr veranlaßt, auch nach einigem Umschütteln des Mergels nicht, dann lege man zu den beiden Gläsern noch so viele Gewichtstheile (cg), bis wieder Gleichgewicht ist.

Dies hinzugelegte Gewicht zeigt also an, wie viel an Kohlensäure verflogen ist; aus der entwichenen Kohlensäure kann man aber wieder einen Schluß auf den Kalk machen, dem sie angehört hat. Die Rechnung ist einfach. Nach Nr. 100 gehören 44 Gew.-Th. Kohlensäure auf 100 Gew.-Th. kohlensauren Kalk, wie viel dann das gefundene Gewicht Kohlensäure? Betrüge es z. B. 220 cg, so würde man daraus auf 500 cg = 5 g kohlensauren Kalk schließen und hätte man 20 g Mergel dazu gehabt, so betrüge der Kalkgehalt 25 Procent. 200 cg Verlust würde 22,8 Proc. Kalk ergeben.

Da die entweichende Kohlensäure ein wenig Wasser oder Salzsäure mechanisch mit sich fortreißt, so entsteht dadurch ein Verlust, der durch die Kohlensäure, welche vielleicht noch statt der atmosphärischen Luft im Glase ist, zum Theil wieder aufgehoben wird. Diese Ungenauigkeit ist aber so gering, daß sie namentlich für den Landmann keine praktische Bedeutung hat. Auch könnte ein wenig Kohlensäure an eine andere Basis gebunden gewesen sein.

104. Hartwasser.

Hartwasser, Weichw., Seife, 2 Biergläser.

Wie man den Kalk des Brunnenwassers vermittelst Kleesäure oder Kleesalz ausscheiden kann, ist schon in Nr. 2 und 48 gezeigt worden. Der Kalkgehalt des Wassers ist es gerade, weshalb man

das Brunnen- und Quellwasser Hartwasser, dagegen Fluß- und Teichwasser Weichwasser nennt.

Da der in Wasser gelöste Kalk kohlensaurer Kalk ist, der sich nur in kohlensaurem Wasser löst, s. Nr. 45, so folgt daraus, daß er unlöslich werden und zu Boden sinken muß, wenn das Wasser die freie Kohlensäure verliert, und da dies beim Stehen an der Luft namentlich bei einiger Wärme der Fall ist, so hat man darin ein Mittel, Hartwasser, wenn auch nur allmählich, in Weichwasser zu verwandeln; man sammelt es im Großen, wo Städte damit versorgt werden sollen, in weiten Bassins an, oder läßt es im Kleinen möglichst lange in offenen Gefäßen, wenn es angeht, der Sonne ausgesetzt, stehen. Auch das Flußwasser, das in vielen Gegenden zum Theil aus Quellwasser entsteht, wird auf diese Weise weich.

Zum Trinken ist freilich Hartwasser angenehmer, beim Waschen des Körpers aber, wenn die Haut, wie bei kleinen Kindern, zart ist, können die abgesetzten Kalktheile an Körperstellen die Haut röthen und verwunden, was durch Waschen mit Weichwasser verhütet wird.

105. Schwefelsaurer Kalk (Gyps).

Kreide, Gl., W., Salzsäure, 3 Ftr., Tr., 2 Mdgl., Pbp., Essig, 4 Pbgl., Schwefelsäure, Chlorbarium.

Man übergieße einige kleine Stücke Kreide mit wenig Wasser und tröpfele dann in Zwischenräumen so lange Salzsäure hinzu, bis sie aufgelöst sind. Die Kohlensäure entweicht und man hat nun eine Lösung von Chlorcalcium, $CaCl_2$. Da die Kreide nicht reiner Kalk ist, so wird die Lösung trüb sein, man filtrire sie deshalb in ein Glas. $CaCO_3 + 2\,HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$.

Man lasse nun in die klare Lösung einige Tropfen Schwefelsäure fallen; es wird sofort ein weißer, fester Körper erscheinen. Die Salzsäure wird wiederum von der Schwefelsäure ausgetrieben, weil sich ein fester Niederschlag bildet; der weiße Körper ist schwefelsaurer Kalk oder Gyps. Aus $CaCl_2 + H_2SO_4 + 2\,H_2O$ ist entstanden $(CaSO_4 + 2\,H_2O) + 2\,HCl$, wovon die Salzsäure, HCl, frei in der Flüssigkeit ist, die $2\,H_2O$ aber mit dem Gyps chemisch verbunden sind. Man gieße nun so viel Schwefelsäure hinzu, daß sämmtlicher Kalk damit verbunden ist. Die Absonderung der Flüssigkeit von der festen Masse wird auch mittels eines faltigen Filters nur langsam und unvollkommen geschehen.

Nachdem sie abgelaufen ist, versuche man mit blauem Probirpapier, wobei man finden wird, daß der Gyps noch Säure hat. Um diese zu entfernen, lege man den Gyps mit dem Filtrum in eine größere Menge Wasser, spüle das Filtrum darin möglichst ab, rühre

den Gyps um und lasse ihn sinken, filtrire dann erst das Flüssigere, und bringe darauf den Rest auf das neue Filtrum, so wird man den größten Theil der Säure entfernt haben; ein völliges Aussüßen oder Auswaschen würde aber noch eine mehrmalige Wiederholung erfordern. Stoffe, die das Wasser leichter durchlassen, kann man schon dadurch aussüßen, daß man mehrmals Wasser aufgießt, während sie noch auf dem Filtrum liegen. Auch muß man bedenken, daß der Gyps etwas löslich ist (in 500 Theilen kalten, 400 Theilen heißen Wassers) und man also bei jedem Aussüßen einen Theil verliert. Der Gyps ist also nicht durch Erhitzen aus natürlichen Wässern, welche denselben oft gelöst enthalten, zu entfernen. Man nennt solche Wässer dauernd (permanent) harte zum Unterschied von den vorübergehend harten Wässern, welche bloß kohlensauren Kalk gelöst haben, vgl. Nr. 104.

Nachdem man den Gyps gelinde getrocknet hat, enthält er noch 2 Verb.-Gew. Wasser. Erwärmt man ihn über 120—160 ° C., so läßt er auch dieses Hydratwasser fahren, aus $CaSO_4 + 2\,H_2O$ wird dann $CaSO_4$, man nennt ihn dann gebrannten Gyps.

Es kommt vor, daß der Essig betrügerischer Weise durch Schwefelsäure verstärkt wird. Man gieße 2 Probirgläser halb voll Essig und zu jedem einen Fingerbreit der klaren Chlorcalciumlösung. In das eine derselben gieße man noch einen Tropfen H_2SO_4, so wird sich in diesem nach einiger Zeit ein weißer flockiger Körper (Gyps) bilden. Sollte das auch bei dem andern Gläschen geschehen, so müßte H_2SO_4 im Essig sein. — Man mache den Versuch noch einmal, nehme aber statt Chlorcalcium Chlorbarium, $BaCl_2$; die Wirkung ist schnell und bei der geringsten Menge H_2SO_4 sichtbar, es bildet sich ebenfalls ein weißer Körper, schwefelsaurer Baryt = $BaSO_4$. Die Verwandtschaft ist hier größer, denn $BaSO_4$ ist unlöslicher. $CaCl_2$ ist also ein Reagens auf H_2SO_4 oder lösliche Salze derselben, $BaCl_2$, aber ein viel empfindlicheres.

106. Gypsgießen. Gypsfiguren.

Münze, Pap., Oblate, gebr. Gyps, W., Obertss., Seifenw. mit Oel.

Man rolle um den Rand einer gut gereinigten, etwa mit Seife gebürsteten, Münze einen Streifen Papier und klebe ihn am Ende mit einer Oblate fest, nehme eine passende Menge gebrannten, fein gepulverten Gypses, den man mit Wasser zu einem eben flüssigen Brei schnell aber völlig umrührt und auf die Münze gießt, um welche der Papierrand ein Gefäß bildet. Nach etwa zehn Minuten kann man den Papierrand entfernen, der Gyps ist fest geworden, und giebt nun einen Abdruck von der Münze, den man nach einiger

Uebung sehr schön bekommen kann. Das schnelle Erstarren des gebrannten Gypses rührt daher, daß er sich wieder mit der Menge Wasser chemisch verbunden hat, die er früher hatte, er wurde wieder $CaSO_4 + 2\,H_2O$. Hatte man ihn aber beim Brennen über 160 ° C. erhitzt, so hat er die Verwandtschaft zum Wasser verloren und eignet sich für diesen Zweck nicht mehr.

Der gewonnene Abdruck ist natürlich ein negativer, Alles steht umgekehrt. Ist ein solcher untadelhaft gelungen und völlig trocken, so nehme man starkes Seifenwasser mit einigen Tropfen Oel versetzt, tränke damit den Abdruck und lasse wieder trocknen. Man kann dann nach diesem negativen Abdruck auf ebenbeschriebene Weise mehrere positive Abdrücke machen. Aehnlich werden die so bekannten Gypsfiguren in hohlen Formen gemacht, welche oft aus vielen Stücken bestehen müssen, um einzeln abgenommen werden zu können.

Auch zu Mörtel gebraucht man Gyps, zu Gypsböden und Verzierungen in Zimmern. Auch diesen Mörtel rührt man nur in dem Augenblicke an, wo man ihn brauchen will, weil er bald erhärtet.

In der Natur finden sich große Gypslager, sog. Gypsstöcke, z. B. bei Segeberg (Segeberger „Kalk"), Lüneburg, Jena ꝛc. Durch Beimengungen ist er meistens grau, röthlich ꝛc. gefärbt. Ist er rein weiß und krystallinisch körnig, so heißt er Alabaster, ist er faserig, oft seidenglänzend — Fasergyps, ist er durchsichtig blättrig krystallisirt, so heißt er Marienglas, mineralogisch Gypsspath. Das Innere dieser Gypsstöcke besteht oft, wie bei Segeberg, aus mehr oder weniger wasserfreiem Gyps, und heißt dann Anhydrit.

107. Chlorkalk (Bleichkalk).

Kfl., Braunstein, HCl, Wg., Pfr. m. Glr. (Fig. 2) 3f., Sandbad, L., Rhalter. — Kalk, W., 2 Mdgl., Lappen, Waschschale.

Man fülle 2 g frisches, recht trockenes zerkleinertes Kalkhydrat, Nr. 101, in ein großes trockenes Medicinglas, das in kaltes Wasser gestellt wird, und leite nach Nr. 67, Schluß des zweiten Absatzes, Chlor hinein, lasse aber das Leitungsrohr nicht bis an den Kalk gehen. Nachdem das Chlor bis an den Hals des Glases gestiegen ist, beseitige man die Chlorentwickelung möglichst schnell und lasse das Glas mit dem Chlor und Kalkhydrat bis zur nächsten Stunde leicht verpfropft stehen. — Der Inhalt des Glases wird nach dieser Zeit einen eigenthümlichen, dem Chlorgas wohl etwas ähnlichen, aber doch wieder davon verschiedenen Geruch angenommen haben, nämlich den Geruch der unterchlorigen Säure, die sich — an Kalk gebunden — neben Chlorcalcium und Wasser bei diesem Processe gebildet hat. Das so entstehende Gemisch aus Chlorcalcium, unterchlorigsaurem

Kalk und Hydratwasser, welchem aber ein Theil des Kalkhydrates unzersetzt beigemengt bleibt, heißt Chlorkalk und ist zu unterscheiden vom Chlorcalcium, $CaCl_2$, dem einen Bestandtheil desselben, der zum Bleichen untauglich, wegen seiner hygroskopischen Eigenschaft aber als Trockenmittel anwendbar ist. Der in seinen Grundbedingungen noch nicht vollständig festgestellte Vorgang läßt sich, soweit er in der Kälte verläuft, durch folgende Formel darstellen:

$$2\,CaH_2O_2 + 4\,Cl = CaCl_2 + CaCl_2O_2 + 2\,H_2O.$$

Da hier eine Menge Gas zu einem festen Körper verdichtet wird, erhitzt sich die Kalkmasse; aber sobald die Wärme über 17 ° C. (ca. 14 ° R.) steigt, ändert sich der chemische Vorgang, es bildet sich eine größere Menge $CaCl_2$, und der dadurch freiwerdende Sauerstoff veranlaßt die Bildung von chlorsaurem Kalk, $CaCl_2O_6$, der ohne Bleichkraft und daher im Handel ohne Werth ist. Daher Abkühlung und ruhiges Stehenlassen des Glases, letzteres, damit die Verbindung möglichst langsam geschehe. Der Fabrikbetrieb des Chlorkalks geschieht am zweckmäßigsten im Winter. Hat man bei obigem Experiment die Abkühlung in seiner Gewalt, so kann man durch einiges Rütteln des Kalkes den Proceß sofort beenden.

Der Chlorkalk wird als chemisches Bleichmittel und zu dem Zweck auch bei der Wäsche gebraucht, nachdem die Fetttheile ausgewaschen sind. Man fülle einen Löffel voll Chlorkalk in ein Bierglas voll Wasser, gieße nach einiger Zeit das Klare ab, verdoppele das Wasser, stecke einige vergilbte leinene oder baumwollene Lappen auf etwa eine Stunde hinein und wasche sie dann aus. Sie werden weißer werden; hat man die Lösung zu schwach gehabt, so wird die Wirkung unbedeutend sein; ist sie zu stark gewesen, so wird nicht bloß die Farbe, sondern auch die Faser selbst angegriffen worden sein. Es ist ein sehr wirksames, aber gefährliches Bleichmittel, s. Nr. 68; man kann es dabei sowohl dadurch versehen, daß das Zeug zu lange darin bleibt, als auch darin, daß das Chlor hinterher nicht rein ausgespült wird, beides läßt sich aber vermeiden. Die Wirkung des Chlorkalks in wäßriger Lösung geschieht dadurch, daß $CaCl_2O_2$ sich auch in $CaCl_2$ umwandelt und also 2 Verb.-Gew. Sauerstoff frei macht, der in statu nascendi, d. h. im Augenblick seines Freiwerdens auf alle Stoffe, welche Sauerstoff aufzunehmen vermögen, sehr viel energischer oxydirend und zersetzend einwirkt, als dies bei Anwendung des schon freien Sauerstoffs der Fall ist. Eine Erklärung hiefür mag durch die Annahme geschehen, daß in statu nascendi freie Atome zur Wirkung kommen, während in dem schon freien Körper die kleinsten Massentheilchen, Molecüle, wirken, der Einwirkung aber als Widerstand die Kraft entgegensetzen, mit welcher die Atome sich zu Molecülen an einander gelagert haben.

Wie viel Kalkhydrat muß man zum Experiment nehmen, wenn das Glas 1 l Rauminhalt hat? — 1 l atmosphärische Luft wiegt $^1/_{773}$ kg, Cl ist 2,46 mal so schwer, 1 l Cl wiegt also circa 3 g. Auf je 2 Atome Cl = 71 gehört 1 Atom Ca = 40, das aber in CaH_2O_2 mit 2 H = 2 und 2 O = 32 verbunden ist; also 74 CaH_2O_2; für 1 l oder 3 g Cl sind folglich 3,13 g CaH_2O_2 erforderlich. Soll aber die Entstehung von $CaCl_2O_6$ sicher verhütet werden, so ist ein Ueberschuß von Kalkhydrat erforderlich, der bei Auflösung des Chlorkalkes den Rückstand bildet. — Im Handel bekommt man den Chlorkalk als eine weiße, krümlige Masse, weil man bei der Bereitung im Großen das Chlor direct in gebrannten Kalk leitet.

Wie man durch sogenannte Chlorräucherung Zimmer, Schränke 2c. von übelriechenden oder schädlichen Dünsten reinige, s. Nr. 59. Das Freiwerden des Chlors geschieht durch Hinzufügung von Schwefelsäure so:

$$CaCl_2 + CaCl_2O_2 + 2\,H_2SO_4 = 2CaSO_4 + 2\,H_2O + 4\,Cl.$$

---

15. Magnesium (Magnesium). *)

108. Magnesia. Bittersalz.

Bittersalz, W., warm. W., Soda, Wg., 3 Mdgl., Schale, Ftr., Tr., Magnesia, Salzs., Magnesium, Zange, L.

Man löse 15 g Bittersalz in 120 g kalten Wassers auf, ebenso 18 g Soda in warmem Wasser, lasse es erkalten und gieße es nach und nach unter Umrühren zum ersteren, wodurch die Flüssigkeit sich trübt. Bittersalz ist schwefelsaure Magnesia, $MgSO_4 + 7\,H_2O$. Soda ist kohlensaures Natron, $Na_2CO_3 + 10\,H_2O$. Durch Austausch der Metalle, wahrscheinlich bedingt durch die Unlöslichkeit der kohlensauren Magnesia, entsteht schwefelsaures Natron, Glaubersalz, Na_2SO_4, und kohlensaure Magnesia, welche sich als Niederschlag ausscheidet. Sie wird abfiltrirt, gewaschen, s. Nr. 105, und getrocknet. Man erhält ein weißes, lockeres, sehr leichtes Pulver, das man eigentlich als eine Verbindung von kohlensaurer Magnesia mit Magnesiahydrat (3 $MgCO_3$, MgH_2O_2) ansehen muß; dieser Zusammen-

---

(* Nach dem geogr. Vorkommen.

setzung entspricht das in der Apotheke unter dem Namen Magnesia gereichte Mittel gegen das sogenannte Sodbrennen. Die Wirksamkeit gegen dieses Uebel ist wiederum eine chemische. Die Säure im Magen, die das Sodbrennen verursacht, treibt die Kohlensäure aus der Magnesia aus und wird selbst durch die Magnesia als Basis neutralisirt, wodurch ihre unangenehme Wirkung plötzlich aufhört. Glüht man die Magnesia, so verliert sie ihr Wasser und ihre Kohlensäure und heißt gebrannte Magnesia, MgO. Gebrannter Kalk ist Aetzkalk, Magnesia aber ist eine schwächere Basis und wirkt deshalb nicht ätzend.

Das silberweiße, außerordentlich leichte Magnesiummetall, Mg, ist jetzt im Handel leicht zu haben. Dargestellt wird dasselbe entweder durch Schmelzen von Chlormagnesium, $MgCl_2$, mit Kochsalz, NaCl, und Natrium, Na, dem etwas Flußspath zugesetzt wird, um den Zutritt der atmosphärischen Luft besser abzuhalten. Das Natrium entzieht dem Chlormagnesium das Chlor, wird dadurch zu NaCl, während das seines Chlors beraubte Magnesium sich im metallischen Zustande am Boden des Tiegels ansammelt. Oder man bereitet es durch Zersetzen des geschmolzenen $MgCl_2$ mittelst des galvanischen Stromes, wobei sich das Magnesium am negativen Pole abscheidet, s. Allg. II Anm. Es oxydirt bei gewöhnlicher Temperatur sehr wenig. Man fasse aber einige Zoll Magnesiumdraht mit der Zange und halte das Ende in die Spritflamme. Es entzündet sich und verbrennt mit blendend hellem Lichte zu MgO. Man stelle ein anderes Drahtende in Wasser; es oxydirt langsam, indem es das H_2O zersetzt und sich mit Bläschen von H bedeckt. S. Allgem. II, II. A. b.

Man löse etwas kohlensaure Magnesia in Salzsäure auf, so bekommt man Chlormagnesium, $MgCl_2$, das ein Begleiter des Kochsalzes ist, beim Abdampfen des Salzes in der Mutterlauge zurückbleibt und auch dem Meerwasser seinen bittern Geschmack giebt. Wegen des bittern Geschmacks ihrer Salze heißt die Magnesia auch Bittererde; sie findet sich im Talk, Dolomit und anderen Gesteinen.

Auf 15 g Bittersalz ist 18 g Soda etwas zu viel. Bitte, die richtige Zahl mit 2 Decimalstellen anzugeben.

c. Metalle der Erden.

16. Aluminium (Aluminium).

109. Thon.

Thon, W., Tss., Lappen, L., Aluminium, Löthr., Kohle.

Man rühre ein Stück weißen Thons mit Wasser zu einem wohlvertheilten Brei aus und bestreiche damit einen Fettfleck auf einem Lappen oder Kleide, lasse ihn gut trocknen und reibe nachher den Thon heraus. Der Fettfleck wird verschwunden sein, ohne daß die Farbe, wenn sie überhaupt Wasser vertragen kann, sich verändert hat. Der Thon saugt die Fetttheile begierig ein. Eine Art Thon ist auch die Walkererde, die in Tuchfabriken angewendet wird, um beim Walken des Tuches demselben die Fetttheile wieder zu entziehen, mit denen die Wolle zur Erleichterung der Fabrikation versehen worden ist.

Der Thon ist ein Salz, das im Wasser unlöslich ist. Die Basis ist das Aluminium, Al (lat. alumen = Alaun), ein weißes, glänzendes, an der Luft sich nicht veränderndes, sehr leichtes Metall, das erst die neuere Zeit mit einiger Leichtigkeit darzustellen im Stande ist. Sehr dünne Blättchen verbrennen beim Erhitzen an der Luft unter lebhafter Feuererscheinung zu Aluminiumoxyd, Al_2O_3, compacte Stücke verbrennen beim Glühen nur schwierig, weil das gebildete Oxyd sofort eine schützende Decke bildet. Das Aluminiumoxyd ist die reine Thonerde, Alaunerde, wogegen man unter Thon die Verbindung desselben mit Kieselsäure, also $Al_2Si_3O_9$ versteht. Thonerde, wie reiner Thon sind weiß, letzterer ist aber gewöhnlich durch Beimischungen gefärbt und in der Regel mit Sand weniger oder mehr vermischt, in welchem Falle er Lehm, fetter oder magerer Lehm heißt. Als solcher wird er zu Ziegeln, Steingut u. dgl. gebrannt, da der Thon die Eigenschaft hat, in der Glühhitze zu erhärten. Der reine Thon, Porcellanthon, $Al_2 3SiO_3 + 2H_2O$, ist der Hauptbestandtheil des Porcellans; reiner Thon ist unschmelzbar und krystallisirte Thonerde, Al_2O_3, Rubin, Sapphir, Corund, nächst Diamant der härteste Körper.

110. Lehm.

Lehm, W., Wg., Lehm aus Gebäuden, gelöschter Kalk, Reibschale.

Man bilde aus feuchtem Lehm einen Napf und gieße Wasser hinein; es bleibt darin stehen. Feuchter Thon und Lehm lassen das Wasser nur sehr unbedeutend durch. Unter der Erde bewirken daher Lehmschichten Ansammlungen von Wasser, das über ihnen stehen bleibt und uns in Quellen oder Brunnen zu Gute kommt. Man sollte für die meistens sandigen Erdschichten, die über dem Lehm liegen und das Wasser enthalten, nicht länger den irre leitenden Ausdruck Wasseradern gebrauchen.

Man trockne ein Stück Lehm auf dem Ofen oder warmen Herd scharf aus, wäge es genau und lasse es einige Tage liegen; der Lehm wird bei wiederholter Wägung Gewichtszunahme zeigen, er nimmt Stoffe aus der Luft auf, aber nicht bloß Wasser.

Man reibe ein Stück Lehm aus der innern Wand eines alten Stallgebäudes mit frisch gelöschtem Kalk zusammen, s. Nr. 100, und merke auf den sich entwickelnden Geruch; man wird Ammoniak wahrnehmen, welches vom Thon aufgesogen worden ist. Auch Kohlensäure nimmt er auf und ist daher, besonders schwach gebrannt, auf dem Acker ein Vermittler des Pflanzenwuchses. Der gebrannte Ton gehört wie der Mergel zu den Arten des sogenannten Beidüngers, die indirect die Vegetation begünstigen, indem er wie der Humus immer aufs neue atmosphärische Stoffe, s. Nr. 44. 98, auch Wasser, auffsaugt und den Pflanzen darbietet. Er wird durch Zermalmen schwachgebrannter Ziegel hergestellt (Ziegelmehl) und eignet sich vorzugsweise für Sand- und Kiesboden.

111. Lehmboden.

Ackererde, Teller, Wg., Reibschale, Guß, W., Schale, Ftr., Tr., Mdgl., St.

Starrer Lehmboden ist unfruchtbar, thonloser Sandboden ebenfalls, es kommt auf eine gute Mischung an. Der practische Landmann erkennt diese schon durch bloses Ansehen und Anfühlen. Will man sich aber damit nicht begnügen, sondern über Bodenarten in dieser Beziehung genau vergleichende und in Zahlen darstellbare Resultate haben, so kann dies am einfachsten und völlig ausreichend durch Abschlämmen geschehen.

Man sammle an verschiedenen Stellen des zu prüfenden Ackers*) 2—4 Zoll tief Erdproben, sondere Steine, Wurzeln u. dgl. aus,

*) Finden sich auf einem Stück Land merklich verschiedene Bodenarten, so muß jede für sich behandelt werden.

zerkleinere die durch einander gerührte Erde, lasse sie lufttrocken werden, Nr. 103, und wäge sich eine bestimmte Menge, etwa 50—100 g davon ab. Dann übergieße man sie mit ein wenig Wasser und reibe sie zu einem gleichförmigen Brei, ohne sie eigentlich zu pulverisiren. Darauf spüle man sie sorgfältig in ein größeres Gefäß, aus dem sich wohl gießen läßt (ein Waschguß kann es machen), bringe reichlich Wasser hinzu, rühre um und gieße nach einigen Secunden das Trübe ab. Hiermit fahre man fort, bis das aufgegossene Wasser nach dem Umrühren klar bleibt, gieße aber nie das Trübe zu scharf ab, damit kein Bodensatz verloren gehe. Zuletzt wird das Nachgebliebene auf ein Filtrum gebracht und später wieder auf einem Teller lufttrocken gemacht und gewogen. Den Verlust, den man auf 100 berechnet, bezeichnet man am besten als abschlämmbare Theile, kann ihn aber auch gerne Lehm nennen, obgleich er gewöhnlich aus kieselsaurer Thonerde, d. i. Thon, feiner Kieselerde (oft zum größern Theil Gyps, kohlensaurem Kalk, Eisenoxyd, Manganoxyd und Salzen mit verschiedenen Säuren und Basen besteht, je nach der Zusammensetzung der geprüften Erde. — Die genaue, quantitative Bestimmung aller dieser einzelnen Bestandtheile erfordert eine so bedeutende Routine in chemischen Operationen und einen solchen Zeitaufwand, daß ein Laie sich besser damit nicht befaßt, und dies um so weniger, da theils ungenaue Resultate weniger als nichts werth sind, theils die auf guten Analysen gebauten chemischen Theorien und Anweisungen zu Bodenmischungen sich bisher noch für die praktische Anwendung von zweifelhaftem Werthe gezeigt haben*). Dagegen läßt die Kenntniß von den Procenten der abschlämmbaren Theile eines Bodens mehr sichere Schlüsse zu, da sie es gerade sind, welche den Boden durch Aufsaugung atmosphärischer Bestandtheile und durch Conservirung des aufgebrachten Düngers für den Pflanzenwuchs geeignet machen. Doch möge hier eine Prüfung des Bodens auf Kalk und Eisen folgen, was noch am meisten von Interesse sein könnte.

112. Eisen und Kalk im Ackerboden.

St., Wg., W., B., Salzsäure, Salpetersäure, L., 2 Ftr., 2 Tr., Ammoniak, Kfl.

Ein Kalkgehalt des Bodens, wenn er nicht im Uebermaß stattfindet (Kalkboden), befördert die Fruchtbarkeit; Eisen, besonders in

*) Eine Untersuchung, ob der Boden sauer, also eine Aussüßung (Entwässerung, Drainage) nothwendig ist, möchte oft rathsam sein, und kann einfach dadurch geschehen, daß man eine kleine Portion Erde in wenig Wasser einweicht, etwas digeriren läßt, oder in der Kochflasche kocht, einen Tropfen durchfiltrirt und mit blauem Probirpapier untersucht, ob es sich röthet.

seiner schwärzlichen Gestalt als Eisenoxydul, FeO, weniger in brauner Masse als Eisenoxydhydrat, $Fe_2H_6O_6$, ist dem Pflanzenwuchs schädlich. Es ist nicht immer leicht auf den ersten Blick zu erkennen, ob die dunkle Farbe des Bodens von Humus, dem Hauptförderer des Pflanzenwuchses, oder Kohle, die wenigstens unschädlich, weil unlöslich ist, oder Eisenoxydul herrührt. Glüht man indeß eine Probe dieser Erde längere Zeit nach Nr. 76 im Tiegel, so wird die schwarze Farbe verschwinden, indem die beiden erstgenannten Stoffe verbrennen, der letzte aber, wie in den rothen Ziegelsteinen, zu Eisenoxyd wird und leicht erkennbar ist. Für die Praxis wird dieser Versuch hinreichen und die Intensität der rothen Farbe Vergleichungen zulassen. Zur Uebung indeß möge man folgenden Versuch durchmachen, der aber nur ein sehr kleiner Anfang der chemischen Untersuchung des Bodens ist, welcher häufig 8—10 verschiedene Basen und fast eben so viele Säuren, und daneben noch organische Ueberreste in ganz verschiedenen Zuständen enthält.

Man mache, wie in voriger Nummer, die zu prüfende Erde lufttrocken, wäge eine bestimmte Menge, etwa 20—30 g, davon ab, übergieße sie mit dem sechsfachen Gewicht an Wasser und dem einfachen an Salzsäure, HCl, und stelle das Glas bis zum folgenden Tage warm hin (digerire). Man untersuche dann mit Probirpapier, ob die Mischung sauer reagirt, sollte das nicht der Fall sein, so gieße man noch ein wenig Salzsäure und ohnehin auch ein wenig Salpetersäure hinzu, um das Oxydul in Oxyd zu verwandeln, s. Nr. 121, worauf man wieder einige Stunden digeriren lassen muß. Man filtrire nun, und wenn die Flüssigkeit abgelaufen ist, gieße man noch 30—40 g warmes Wasser in Zwischenräumen aufs Filtrum, damit nichts Gelöstes zurückbleibe. In dem Filtrat befindet sich nun das Eisen als Fe_2Cl_6, Eisenchlorid, Thon als Aluminiumchlorid Al_2Cl_6, und der Kalk als $CaCl_2$, Chlorcalcium. Man gieße nun Ammoniak nach und nach so lange unter jeweiligem Umschütteln hinzu, bis die Flüssigkeit eben deutlich darnach riecht, oder basisch reagirt. Es entsteht NH_4Cl, Chlorammonium, wogegen das Eisen als $Fe_2H_6O_6$, Eisenoxydhydrat, Eisenrost und der Thon als Thonerdehydrat, $Al_2H_6O_6$, in braunen Flocken als Niederschlag ausgeschieden werden und nach abermaligem Filtriren auf dem Filtrum zurückbleiben. Nachdem dieser Rückstand getrocknet ist, wird er möglichst genau vom Filtrum abgebracht, mit Aetzkalilauge übergossen und erwärmt, wodurch der Thon sich wieder auflöst, s. Nr. 141; das Eisen dagegen bleibt als $Fe_2H_6O_6$ ungelöst zurück, wird auf ein Filtrum gebracht, ausgewaschen, getrocknet und gewogen. Sicherer wird das Resultat, wenn das Eisen erst durch Glühen in Fe_2O_3 verwandelt wird.

Aus dem Filtrat ist nun noch der Kalk, jetzt noch $CaCl_2$, in

kohlensauren Kalk umzuwandeln und als solcher auszuscheiden. Man bringe das Filtrat in der Kochflasche zum Kochen und setze eine Lösung von kohlensaurem Kali, K_2CO_3, oder kohlensaurem Ammoniak, $(NH_4)C_2O_3$, nach und nach so lange hinzu, bis ein weiterer Zusatz derselben keine Trübung mehr verursacht. Wandte man Pottaschenlösung an, so verwandelte sich $K_2CO_3 + CaCl_2$ in $2 KCl + CaCO_3$, Chlorkalium und kohlensauren Kalk, wovon ersteres gelöst bleibt, letzterer sich ausscheidet, abfiltrirt, getrocknet und gewogen wird. *)

113. Alaun.

Alaun, W., Kfl., L., Soda, 2 Gläser.

Der Alaun ist ein Doppelsalz, s. Allgem. V, eine chemische Verbindung zweier Salze: $K_2SO_4 + Al_2S_3O_{12} + 24 H_2O$, d. i. schwefelsaures Kali mit schwefelsaurer Thonerde und 24 Aeq. Wasser. Ein ähnlich zusammengesetztes, aber unlösliches Doppelsalz ist der Feldspath, ein Hauptbestandtheil des Granits, dessen Formel $K_2SiO_3 + Al_2Si_3O_9$ ist, an dem also statt des Schwefels, S, Silicium, Si, vorhanden ist.

Der Alaun ist in kaltem Wasser wenig, in kochendem Wasser leicht löslich. Man mache eine gesättigte Auflösung in heißem Wasser und lasse dasselbe möglichst langsam und ungerührt erkalten; es werden sich schöne octaedrische Krystalle bilden, um so größer, je größer die Masse der Auflösung, und je langsamer die Abkühlung war. Will man sich davon einige aufbewahren, so schließe man sie in eine Glasröhre luftdicht ein und verharze den Pfropfen oder schmelze die Röhre zu; Alaun ist nicht völlig luftbeständig.

Durch eine stärkere Basis kann man die Thonerde als Hydrat, s. Nr. 36, aus dem Alaun abscheiden. Man tröpfele zu einer heißen Alaunlösung eine Sodalösung, bis kein Brausen mehr erfolgt. Die Mischung wird trübe, weil das Natrium der Soda mit dem Al des schwefelsauren Salzes den Platz tauscht, und die Lösung braust, weil Al keine kohlensaure Verbindung eingeht, sondern sich als Oxydhydrat ausscheidet. Aus $(K_2SO_4 + Al_2S_3O_{12} + 24 H_2O) + 3 Na_2CO_3$ wird also: $K_2SO_4 + 3 Na_2SO_4 + Al_2H_6O_6 + 21 H_2O + 3 CO_2$. Durch Zusatz von Ammoniak würde man dasselbe erreicht haben, aber ohne Brausen — warum? Wie ist das Gewichtsverhältniß des Alauns zu der anzuwendenden Soda? Wie viel Soda braucht man zu 10 g Alaun? S. Schluß-Nr.

---

*) In diesem Versuch sind also alle übrigen häufig vorkommenden Bodenbestandtheile, deren Vorhandensein oft einen wesentlichen Einfluß auf die Richtigkeit des obigen Versuchs ausübt, unberücksichtigt geblieben.

114. Thonerde.

Ftr., Tr., Mdgl., 2 Pbgl., Schwefelsäure, W., Kalilauge, L.

Man filtrire das ausgeschiedene Thonerdehydrat ab, bringe in zwei Probirgläser in jedes eine kleine Menge hinein, übergieße den einen Theil mit verdünnter Schwefelsäure, den andern mit Aetzkalilauge, s. Nr. 80, und erwärme beide Gläser; in beiden löst das Thonerdehydrat sich auf. Die Thonerde ist eine so schwache Basis, daß sie fast neutral ist.

Das Al kann daher für den Wasserstoff der Schwefelsäure als Radical eintreten; das Glas enthält jetzt also schwefelsaure Thonerde, $Al_2S_3O_{12}$; diese röthet Lackmus. Aber auch mit Kali geht das Aluminiumoxyd eine Verbindung ein, K_2O, Al_2O_3, welche alkalisch reagirt. Reine Thonerde ist nur im Knallgasgebläse schmelzbar, s. Nr. 34.

115. Wiener Lack. Alaunarten.

Rothspäne, W., Wg., Kfl., L., mehrere Mdgl., Sodalösung, Ftr., Tr., Alaun, Schiefertafel, Löthr.

Man koche 10 g Rothspäne in 120 g Wasser eine Viertelstunde lang, decantire die gelbrothe Flüssigkeit in ein Medicinglas und löse 10 g Alaun darin auf. Die Farbe wird schöner. Man gieße eine Sodalösung hinzu, wie in Nr. 113; die Thonerde scheidet sich aus, vereinigt sich aber mit dem Farbestoff. Man filtrire und trockne, so hat man Wiener Lack. Auch aus andern Farben des Pflanzen- und Thierreichs macht man solche Niederschläge, die im Handel als Malerfarben, in Tuschkästchen 2c. vorkommen. Eine concentrirtere Abkochung mit ein wenig Alaun ohne Niederschlagung mit Soda giebt rothe Dinte.

Man erhitze ein Stück Alaun auf einem Stückchen Schiefertafel vor dem Löthrohr! er bläht sich auf, indem das Wasser verdampft. Man nennt den Alaun dann gebrannten Alaun, eine poröse Masse, die in Wasser schwer löslich ist.

Der Alaun ist wie die Thonerde besonders geeignet, Fett in sich aufzunehmen, deshalb wird er in der Weißgerberei stark gebraucht; auch werden die zu färbenden Wollenwaaren vor dem Färben oft in eine heiße Alaunlösung gebracht, damit die feinen Härchen um so begieriger den Farbestoff annehmen.

Die zum Alaun nöthige schwefelsaure Thonerde wird am häufigsten aus dem Alaunschiefer oder der Alaunerde gewonnen,

deren Schwefelkies, Nr. 59, durch Rösten und Liegen an der Luft Sauerstoff und Wasser aufnimmt, wodurch freie Schwefelsäure entsteht. $FeS_2 + 7\,O + H_2O = FeSO_4 + H_2SO_4$. Die Schwefelsäure verbindet sich dann mit der Thonerde, die schwefelsaure Thonerde wird ausgelaugt, gereinigt und mit schwefelsaurem Kali versetzt.

Der Alaun zeigt es recht deutlich, wie chemisch ähnliche Stoffe einander vertreten können, oder daß der eine nach dem ihm eigenthümlichen Verbindungsgewicht für den andern ein Aequivalent sein kann. So vertreten 39 Gew.-Th. Kalium 23 Gew.-Th. Natrium ꝛc. S. Allgem. I. Deshalb heißen diese Verb.-Gew. auch Aequivale te. S. Allgem. III, 9.

Z. B.: $K_2SO_4 + Al_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$ = Kali-Alaun,
$Na_2SO_4 + Al_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$ = Natron-Alaun,
$(NH_4)_2SO_4 + Al_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$ = Ammoniak-Alaun.
Ferner: $K_2SO_4 + Fe_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$ = Eisen-Kali-Alaun, dasselbe auch mit Na und NH_4 statt K.
Ferner: $K_2SO_4 + Mn_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$ = Mangan-Kali-Alaun, dasselbe mit Na und NH_4 statt K.
Ferner: $K_2SO_4 + Cr_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$ = Chrom-Kali-Alaun, dasselbe w. v.

Das wären 12 verschiedene Alaunarten, alle von gleichartiger chemischer Formel: $R_2SO_4 + \mathbf{R}_2S_3O_{12} + 24\,H_2O$, s. V. und Nr. 26, und gleicher Krystallform. Solche Verbindungen heißen isomorph, gleichgestaltig.

Welcher Gewichtstheil einer jeden Alaunart ist Wasser?

B. Schwere Metalle.

a. Unedle Metalle, vorzugsweise Basen bildend.

17. Eisen (Ferrum).

116. Eisen. Eisenoxydul. Eisenoxydhydrat.

Eisenfeile, 2 Trinkgl., frisches und abgekochtes W., Schale, Glasscheibe.

Man vergleiche einen neuen oder stets in der Tasche getragenen Schlüssel mit einem andern, der lange, obwohl trocken, gelegen hat. Ersterer ist blank, auch die Oberfläche ist Eisen, Fe; letzterer ist schwarz, die Oberfläche hat Sauerstoff aufgenommen, ist in Eisenoxydul, FeO, vermischt mit der folgenden Oxydationsstufe Fe_2O_3 verwandelt worden.

Durch Hitze kann diese Umänderung viel geschwinder und eindringlicher bewirkt werden, s. erster Versuch Nr. 26. Beim Schmieden wird das Eisen im Feuer schwarz, die Oberfläche wird dadurch weniger dehnbar und springt unter den Hammerschlägen davon. Der sogenannte Hammerschlag ist also wesentlich FeO, doch geht immer ein Theil desselben in Eisenoxyd, Fe_2O_3, über. Die Zusammensetzung des Hammerschlags ist meistens: $6\,FeO + Fe_2O_3$, also Eisenoxyduloxyd. Die Verwandtschaft des Eisens zum Sauerstoff steigert sich also in der Hitze.

Man nehme feine, blanke Eisenfeile, vertheile sie in zwei Trinkgläser, gieße in das eine frisches Brunnenwasser, in das andere abgekochtes Wasser. Im ersten Glase wird die Eisenfeile bald schwarz werden, im andern nicht. Das Wasser des ersteren enthält Luft, wodurch das Eisen mit Sauerstoff versehen wird: in dem Wasser des anderen ist die Luft durch das Kochen ausgetrieben worden.

Man gieße das Wasser ab und bilde aus der feuchten Eisenfeile auf einer Glasscheibe zwei Haufen, die man längere Zeit feucht an der Luft liegen läßt. Sie werden nun nicht bloß schwarz, sondern braun werden — rosten. Das Eisen nimmt hier noch $^1/_2$ mal so viel Sauerstoff auf als früher, dazu auch Wasser, es entsteht $FeO + O + 2\,H_2O = Fe_2O_3 + 3\,H_2O$, Eisenoxydhydrat — Rost.

117. Eisenoxyd. Hochofen.

Rost, Hammerschlag, Kohle, L., Löthr.

Man glühe die rostige Eisenfeile in einem Tiegel, oder ein recht rostiges Stück Eisen eine Zeitlang im Kohlenfeuer. Vor dem Glühen war es gelbbraun, jetzt wird es ziegelroth. Das gelbbraune Eisenoxydhydrat (Eisenhydroxyd), hat in der Glühhitze sein Wasser fahren lassen und ist dadurch in Eisenoxyd, Fe_2O_3, verwandelt worden, dessen Farbe roth ist.

Der Lehm, aus dem rothe Ziegel gebrannt werden, ist vor dem Brennen auch gelbbraun gefärbt, und zwar durch Eisenoxydhydrat. Beim Brennen verliert dasselbe das Hydratwasser, und dem zurückbleibenden Eisenoxyd verdanken also die Ziegel ihre rothe Farbe.

Man sammle etwas Hammerschlag in der Schmiede auf und stäube oder wasche ihn rein ab. Er ist fast so schwer als Eisen, hat aber seinen Metallglanz verloren, er ist schwarz, doch fällt seine Farbe bei genauer Betrachtung ein wenig ins Röthliche, weil ein Theil desselben schon in Oxyd, Fe_2O_3, übergegangen ist. Dieser Umstand tritt immer ein, so daß das Eisenoxydul sich nicht rein darstellen läßt. Man glühe einige Stückchen Hammerschlag auf Kohle in der äußern Flamme des Löthrohrs; sie werden mehr und mehr roth werden.

Eisenoxydul also ist schwarz, Eisenoxyd roth, Eisenoxydhydrat braun. Viele Gesteine haben ihre schwarze Farbe von beigemengtem Eisenoxydul; eine Menge rother Gesteine ist durch Eisenoxyd gefärbt; der braune Thon, Lehm, Sand, Erde, manche braune Gesteine sind durch Eisenoxydhydrat gefärbt. Ist Letzteres der Fall, so werden sie beim Glühen roth werden. — Der Magnetstein, ein vortreffliches Eisenerz, ist schwarz von Farbe und besteht größtentheils aus Eisenoxydul, ähnlich dem Hammerschlag. Eisenglanz, rother Glaskopf, Blutstein, Eisenrahm sind Eisenoxyd. Brauner Glaskopf, Ocker sind größtentheils Eisenoxydhydrat. Alle sind treffliche Eisenerze. Man stellt aus ihnen das Eisen in Hochöfen dar, die im Ganzen schornsteinförmig gebaut sind. Der innere Raum ist unten ziemlich eng, der sog. Herd, wo das geschmolzene Eisen und die darauf schwimmende Schlacke sich ansammeln, darüber die seitliche Oeffnung, wo das Gebläse eintritt und oben darüber das sogenannte Gestell, wo die Hitze den größten Grad erreicht, nimmt dann schnell an Weite zu (hier Rast genannt) und verengt sich wieder allmählich (Schacht) bis nach oben, wo (an der Gicht) Kohlen und Erze schichtenweise eingeworfen werden. Das unten angesammelte Gußeisen wird alle 12 bis 24 Stunden durch eine Oeffnung abgelassen, die dann wieder mit

Thon verstopft wird. Die Arbeit geht Tag und Nacht fort, damit das Feuer nicht ausgehe, bis nach Jahren der Ofen erneuert werden muß. — Die Verwandtschaft der Kohle zum Sauerstoff ist in der Glühhitze so groß, daß die Kohle dem Eisen den Sauerstoff wegnimmt, es also reducirt.

Wenn das Eisenoxyd, wodurch z. B. rothe Kreide, Ziegelsteine rc. gefärbt sind, wieder Wasser chemisch aufnähme, d. h. zu Hydrat (Hydroxyd) würde, so müßten Mauern von rothen Steinen vielfach braun werden. Allein nur im Augenblicke des Entstehens, in statu nascendi, s. Nr. 60, ist es dazu fähig.

118. Oxydation des Eisens.

Eisen, Lampe.

Man halte ein dünnes, blankes Eisen, z. B. eine Messerklinge, eine abgefeilte Uhrfeder, eine Stricknadel, in einiger Höhe über der Flamme einer Spritlampe, und senke es allmählich so, daß es langsam und vorzugsweise an einem Ende erhitzt wird. Man beobachtet dann einen Farbenwechsel, das Anlaufen; erst wird es gelb, dann gelbroth, purpurroth, violett, blau, schwarzgrau. Die Ursache davon ist die allmählich tiefer gehende Oxydation. Unter Beihülfe der Hitze verbindet sich die Oberfläche zu FeO, dessen äußerst dünne Schicht erst durchsichtig ist und, wie jede hinlänglich dünne, durchsichtige Schicht eines Körpers, lebhaft gefärbt erscheint. Die Regenbogenfarben entstehen durch die Interferenz des Lichts, indem die aus verschiedenen Tiefen reflectirten zerlegten Lichtstrahlen sich gegenseitig modificiren, ähnlich wie beim Glase, Nr. 93.

Aehnlichen Farbenwechsel kann man auf sumpfigen, eisenhaltigen Wasseransammlungen sehen: es bildet sich ein Häutchen darauf, das in Regenbogenfarben glänzt. Gewöhnlich ist der Grund quellig, das kohlensäurehaltige Wasser hat meistens kohlensaures Eisenoxydul, s. folg. Nr., aus den eisenhaltigen Erdschichten aufgelöst, das an der Oberfläche von der Luft zersetzt und fest wird und je nach der Dicke des Häutchens verschiedene Farben annimmt, bis seine Schwere es zum Sinken bringt. Das Product einer vielfältigen Wiederholung dieses Vorganges ist das sogenannte Wiesenerz, Raseneisenstein.

119. Kohlensaures Eisenoxydul.

Kohlensaures W., Hammerschlag, Mdgl., Pfr., Bierglas.

Man nehme Selterser Wasser, oder fabricire nach Nr. 43 kohlensaures Wasser, fülle damit ein kleines Medicinglas oder lasse auch nur nach der Zusammenstellung Fig. 10 durch das Wasser einige Zeit

Kohlensäure hindurch streichen, in welchem letztern Falle freilich etwas Salzsäure mit hinübergerissen wird, die nach Nr. 43 in der Wanne bleibt, Nr. 71, und bringe in das kohlensaure Wasser den dünnen Eisendraht von Nr. 26 hinein oder eine Portion von abgewaschenem Hammerschlag, also FeO. Man pfropfe wohl zu und lasse das Glas einen Tag stehen, während welcher Zeit man es einige Male kopfüber kehrt. Es entstehen zarte, weiße Flocken, die sich zu Boden setzen; die Kohlensäure hat sich mit dem Eisenoxydul zu kohlensaurem Eisenoxydul, $FeCO_3$, verbunden. Auch die klare Flüssigkeit enthält etwas davon aufgelöst, da kohlensaures Wasser kohlensaure Salze zu lösen fähig ist, s. Nr. 45. Daß darin Eisen gelöst ist, erkennt man auch leicht an dem dinteartigen Geschmack, wenn man ein wenig von dem klaren Wasser abgießt und schmeckt.

Man gieße nun das Wasser in ein Bierglas und lasse es ruhig stehen; die Kohlensäure entweicht, und das Wasser bedeckt sich mit einem Häutchen, wie es in voriger Nummer beschrieben ist. Das Eisenoxydul, FeO, nimmt nun noch Sauerstoff und Wasser auf, wird zu $Fe_2H_6O_6$ und sinkt zu Boden.

Quellen, deren Wasser ziemlich viel kohlensaures Eisenoxydul enthält, werden Eisenwässer, fälschlich auch Stahlbrunnen genannt. Auch findet man kohlensaures Eisenoxydul in der Erde als Spatheisenstein so häufig, daß man Eisen und Stahl daraus fabricirt, die von vorzüglicher Güte sind.

120. Eisenvitriol, grüner Vitriol.

Eisenfeile, W., 2 Mdgl., Schwefelsäure, Ftr., Tr., Tss., L., 3f.

Man fülle etwa einen kleinen Eßlöffel voll Eisenfeile und 3—4 Eßlöffel voll Wasser in ein Medicinglas, gieße dann nach und nach etwa einen halben Eßlöffel voll Schwefelsäure hinzu. Hört die Wasserstoffentwickelung, s. Nr. 33, auf, so schüttle man, und falls alle Eisenfeile verzehrt sein sollte, füge man noch einen kleinen Ueberschuß davon hinzu, um überflüssige Säure zu vermeiden. Entsteht du chaus kein Brausen mehr, so filtrire man die grüne Flüssigkeit ab; es st eine Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxydul, $FeSO_4$, auch wie oben grüner oder Eisenvitriol genannt. Man gieße das Filtrat in eine Untertasse und dampfe im Sandbade ab; so wie sich etwas Festes absetzen will, mäßige man die Flamme aufs äußerste, und lasse bald nachher die noch flüssige Masse langsam erkalten, wenn man nicht gerade Gelegenheit hat, die Abdampfung auf einem wenig warmen Ofen fortzusetzen. Man bekommt so den grünen Vitriol $= FeSO_4 + 7H_2O$. Welcher Gewichtstheil ist also Wasser?

Beim Abdampfen werden sich leicht kleine, gelbbraune Körper

ausscheiden. Das Oxydul nimmt nämlich, besonders bei zu viel Hitze, noch halbmal so viel Sauerstoff aus der Luft und etwas Wasser auf, wodurch es zu Oxyd wird, Fe_2O_3, zu dessen Auflösung noch halbmal soviel Säure erforderlich wäre, weil das jetzt dreiwerthige Eisen 3 Atome Wasserstoff in der Schwefelsäure ersetzt. Ein Theil des Eisens ist also ohne Säure, und das Oxyd nimmt statt dessen Wasser auf, wird zu Oxydhydrat, $Fe_2H_6O_6$, dessen Farbe bekannt ist.

121. Schwefelsaures Eisenoxyd.

Eisenvitriol, W., Wg., Kfl., Schwefelsäure, Salpetersäure, rothes Blutlaugensalz, L., Rhalter, Ftr., Tr., Glas.

Man kann also aus schwefelsaurem Eisenoxydul leicht schwefelsaures Eisenoxyd machen, $Fe_2S_3O_{12}$. Man löse 15 g Eisenvitriol in 30 g Wasser in einer Kochflasche, die man mittels eines um den Hals gelegten dicken Fidibus leicht in der Hand halten kann, auf, füge noch $2\frac{1}{2}$ g Schwefelsäure hinzu, damit sie auch für das zu bildende Oxyd ausreiche, bringe die Flüssigkeit ins Kochen und setze während dessen tropfenweise Salpetersäure hinzu. Die Flüssigkeit wird erst dintenartig, nimmt aber bald eine hellgelbe Farbe an; alsdann setze man zu einigen Tropfen derselben einige Körnchen rothes Blutlaugensalz, Ferridcyankalium, s. Nr. 125, und beobachte nun, ob hierdurch noch ein blauer Niederschlag oder eine solche Färbung eintritt: war alles Eisenoxydul in Eisenoxyd übergeführt, so darf die Flüssigkeit nicht mehr blau, sondern nur dunkelgelb, mit einem Stich ins Braune, gefärbt erscheinen; andernfalls setze man noch einige Tropfen Salpetersäure hinzu. Die Salpetersäure giebt, wie das aus Nr. 40 bekannt ist, einen Theil ihres Sauerstoffs zur Oxydation des Eisens ab, und die erste dunkle Färbung rührt von dem Stickstoffoxyd, NO, her, das sich so lange in der Lösung befindet, als diese noch Oxydulsalz enthält, durch völlige Bildung des Oxydsalzes aber entlassen und an der Luft zu NO_2 wird.

Man filtrire nun die Lösung von $Fe_2S_3O_{12}$ in ein Gläschen, das man mit Namen versieht und für folgende Versuche aufbewahrt.

122. Niederschläge von Oxydationsstufen des Eisens.

Schwefelsaures Eisenoxyd, Eisenvitriol, Ammoniak, Wg., W., 3 Ftr., Tr., L., Löthr., Kohle, 4 Mdgl.

Man nehme drei Medicingläser bezeichnet mit 1, 2, 3.

1. Man löse 5 g schwefelsaures Eisenoxydul in 80 bis 100 g Wasser im Glase Nr. 1.

2. Man gieße ins 2. Glas etwa 1/4 der Lösung von schwefelsaurem Eisenoxyd aus voriger Nr.
3. Man gieße von jeder Flüssigkeit den dritten Theil ins Glas Nr. 3 und schüttele es etwas.

Man gieße nun in jedes Glas so viel Ammoniak, daß die Flüssigkeit nach vorherigem Umschütteln deutlich darnach riecht, und beobachte die Ausscheidung und die Niederschläge. In 1 ist der Niederschlag weißgrünlich, in 2 braungelb (Rost), in 3 schwarz.

Das NH_4 der starken Base NH_4HO hat jedesmal den Platz mit dem Eisen, Fe, getauscht, während dieses in verschiedenen Oxydationsstufen an Wasser gebunden als Niederschlag gefallen ist.

Filtrirt man die obigen Niederschläge ab und läßt sie an der Luft liegen, so nehmen sie mehr Sauerstoff auf. 1 wird gleich 3 und beide zuletzt gleich 2. 1 besaß also am wenigsten Sauerstoff und enthielt FeO, 2 am meisten als Oxyd, Fe_2O_3, endlich 3 lag zwischen beiden als das Hydrat des Oxyduloxyds. Glüht man sie, so werden sie alle roth, Fe_2O_3 ohne Wasser. Kocht man 3 vor dem Filtriren, so bleibt es beim Trocknen unverändert; es findet sich in den Apotheken als schwarzes Eisenoxydul.

Beim Zugießen des Ammoniaks hört dessen Geruch zuerst darum sofort auf, weil es sich mit der Schwefelsäure verbindet. Wird so viel zugegossen, daß die Mischung deutlich darnach riecht, so ist von Ammoniak ein Ueberschuß da, der dafür bürgt, daß alles Eisen niedergeschlagen ist. Man vergleiche Nr. 112.

123. Dinte.

Galläpfel, Glas, Sprit, 3 Pbgl., Eisenvitriollös., schwefels. Eisenoxyd, Ess., Thee.

Man zerschlage einige Galläpfel in grobe Stücke, gieße Sprit darüber, der zur Hälfte mit Wasser verdünnt sein kann. Nach einigen Tagen gieße man ein Probirgläschen halb voll von gelöstem schwefelsauren Eisenoxydul, ein anderes halb von dem nach Nr. 121 dargestellten, schwefelsauren Eisenoxyd, gieße zu jedem etwas von der angefertigten Galläpfeltinctur und versehe den Rest mit Namen. Das erste wird hellfarbig bleiben, das letzte sogleich schwarz werden. Nach einiger Zeit werden beide Niederschläge sich senken.

In den Galläpfeln befindet sich ein organischer Stoff, eine Säure, nämlich die Eichengerbsäure, Tannin, $C_{27}H_{22}O_{17}$, die von Weingeist leicht aufgelöst wird, und sich gern mit Eisen (dreiwerthig) verbindet, womit sie unlösliche Körper bildet. Sie ist dadurch im Stande, selbst bei Gegenwart von Schwefelsäure mit Eisen einen Niederschlag zu bilden. Gerbsaures Eisenoxyd ist schwarz, gerbsaures

Eisenoxydul nicht. Gießt man aber aus diesem Glase die Flüssigkeit ab und vertheilt den Inhalt an festem gerbsauren Eisenoxydul über den Boden einer Tasse, so wird er bald violett, bläulich, schwarz; das Eisenoxydul nimmt nämlich aus der Luft so viel Sauerstoff auf, daß es zu Oxyd wird.

Man sieht leicht, daß man hier mit dem wesentlichen Bestandtheil der gewöhnlichen schwarzen Dinte zu thun hat; indeß fehlt noch das Mittel, das Niederschlagen des gerbsauren Eisenoxyds zu verhüten. Zu dem Zweck benimmt man der Lösung etwas von ihrer Flüssigkeit, am besten durch Zusatz von Gummi, wodurch das gerbsaure Eisenoxyd, das ein fester Körper ist, in der Flüssigkeit schwebend erhalten wird. Setzt man der Dinte davon zu wenig zu, so bekommt man einen starken Bodensatz, verliert also den eigentlichen Dintenkörper. Man hat an ihm ein Dintenpulver, das allerdings wieder in Dinte verwandelt werden kann. Es muß nämlich mit Gummi sehr fein verrieben und dann wieder mit Wasser vermengt werden.

Man gieße statt Galläpfeltinctur etwas starken Thee in die vorigen Lösungen; die Wirkung wird ähnlich, nur schwächer sein. Auch im Thee, in den Kaffeebohnen und vielen andern Pflanzenstoffen ist Gerbsäure. Was sind die schwarzblauen Färbungen am durchgesägten frischen Eichenholz?

Da die Schwefelsäure aus ihrer Verbindung mit dem Eisenoxydul oder Eisenoxyd ausgetrieben worden ist, so folgt daraus, daß die so bereitete Dinte freie Schwefelsäure enthält, wodurch die Stahlfedern angegriffen werden, so daß sich aufs neue schwefelsaures Eisenoxydul bildet. Da die Schwefelsäure in der Lösung bleibt, so kann man zu ihrer Entfernung die Dinte erst ohne Gummi bereiten, niederschlagen lassen, decantiren, wobei die Schwefelsäure mit entfernt wird, und dann das Pulver wieder wie oben in Dinte verwandeln. Es gehört aber viel dazu, den Dintenkörper durch Verreiben so fein in der Flüssigkeit zu vertheilen, als es durch die atomweise Ausscheidung aus dem Eisenvitriol geschieht, auch will man gerade, daß die Dinte das Papier angreife und sich nicht spurlos beseitigen lasse.

Die aus schwefelsaurem Eisenoxydul bereitete Dinte bleibt so lange hellfarbig, bis das Oxydul mit Beihülfe des Sauerstoffs der Luft sich in Oxyd verwandelt hat, was häufig erst auf dem Papier geschieht. Wollte man statt dessen schwefelsaures Eisenoxyd zur Dinte nehmen, so würde sie freilich sofort schwarz werden, man würde aber nach Nr. 121 noch $1/2$ mal soviel freie Schwefelsäure in der Dinte haben.

Nimmt man zu der Dinte mehr Eisenvitriol, als von der Gerbsäure gebunden werden kann, so scheidet bei der weitern Oxy-

dation des überschüssigen Oxyduls sich ein Theil als schwefelsaures Eisenoxyd aus. Dadurch bekommt die Dinte dann ein rostfarbiges Ansehen.

Recept: 20 g Galläpfel grob zerschlagen, 15 g grüner Vitriol, 10 g Gummi arabicum, ein großes Medicinglas oder höchstens ½ Flasche voll Wasser, 5—8 Tage digeriren und mitunter umschütteln. — Dunkle, schwere und nicht durchlöcherte Galläpfel sind die besten. Zur Vermeidung des Schimmels füge man etwa einen Fingerhut voll Senfspiritus hinzu. (Einige Tropfen davon ins Dintenfaß, dann zugepfropft, vertilgt dort auch den Schimmel, nur kann man dann in den ersten Stunden mit der Dinte nicht schreiben, weil Gummi sich ausscheidet, nachher aber von selbst wieder löst.)

Die unter dem Namen Alizarindinte in den Handel gebrachte, anfangs blaugrüne, an der Luft ins Tiefschwarze übergehende Dinte ist nicht, wie der Name andeutet, eine lediglich aus Krapp, sondern vorzugsweise aus Gallen, nach einzelnen Vorschriften unter Zusatz einer verhältnißmäßig geringen Menge Krapp bereitete Dinte, die, mit Eisenvitriol und Indigo versetzt, durch Reduction des letzteren (Entziehung von Sauerstoff) bei der Bereitung und späteren Oxydation desselben an der Luft die Metamorphose der Farben zu Wege bringt.

Schriften, welche durch Alter und Feuchtigkeit unleserlich geworden sind, feuchte man mit stark verdünnter Salzsäure an und betupfe sie darauf vorsichtig mit einem Lappen, der mit aufgelöstem gelbem Blutlaugensalz befeuchtet ist, s. Nr. 125.

124. Schwarzfärben.

Eisen, Bier, Tss., Glas, Leder, Galläpfeltinctur, Lappen, Eisenvitriollös., schwefels. Eisenoxyd.

Man übergieße einen Haufen kleiner Eisenstücke mit Bier und lasse das Gefäß längere Zeit offen stehen. Das Bier wird sauer, es bildet sich Essig daraus. Hat das Eisen an seiner Oberfläche nicht schon Oxyd, so nimmt es Sauerstoff aus der Luft auf und vereinigt sich dann zu essigsaurem Eisenoxyd, vgl. Nr. 168. Man nehme ein Stück helles Leder vom Lohgerber (nicht vom Weißgerber), es ist schon mit Gerbsäure versehen, denn mittels dieser ist aus der Haut Leder geworden, man bestreiche es mit der Auflösung von essigsaurem Eisenoxyd, so wird es sofort schwarz; die Essigsäure tritt ihr Radical an die Gerbsäure des Leders ab und die schwarze Farbe ist also wieder Dinte.

Man kann allerdings Zeuge mit Dinte schwarz machen, aber da der eigentliche Dintenkörper ein unlöslicher ist, so könnte er sich

doch nur an der Oberfläche der Fasern absetzen, die Procedur entspricht mehr dem Begriff des Anstreichens als dem des Färbens und die Farbe würde bei einigem Verschleiß verschwinden. Sollen die Thier- oder Pflanzen-Fasern durch und durch schwarz werden, also beim Verschleiß ihre Farbe noch behalten, so muß das gerbsaure Eisenoxyd sich in den Fasern bilden, also flüssig, d. h. hier, jedes für sich hineinziehen.

Man tauche einen leinenen Lappen erst in Galläpfeltinctur und dann in eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul oder Oxyd, so wird er, im ersteren Falle an der Luft nach und nach, im zweiten sofort schwarz werden, und zwar die Fasern, wenn sie vorher von allem Fett befreit waren, s. Nr. 98 und 115, durch und durch. Besonders in Wolle dringen auch völlig flüssige Stoffe nicht so leicht ein, und daher ist hier ein vorhergehendes Auskochen mit Soda, Pottasche, Alaun ꝛc., um ihr alle Fetttheile zu benehmen, um so nothwendiger. Das vorherige Hineinbringen des einen Bestandtheiles der Farbe, mit dem sich nachher der andere Bestandtheil chemisch verbinden soll, wird in der Färberei das Beizen genannt. Die zum Schwarzfärben erforderlichen Eisenlösungen werden häufig durch Holzessig erzeugt. Uebrigens erfordert die Färberei, wenn sie gut betrieben werden soll, eine Menge von Kenntnissen, Erfahrungen, Handgriffen und eine Sorgfalt, die nicht so nebenbei erlernt werden kann.

125. Blutlaugensalz. Berlinerblau.

2 Pbgl., W., gelbes und rothes Blutlaugensalz, Glasstab, $FeSO_4$, $Fe_2S_3O_{12}$, Salpetersäure, Tss., L.

Man fülle ein Probirglas mit Wasser und löse darin ein Körnchen gelbes Blutlaugensalz von der Größe eines Nadelkopfes. Dann tauche man einen Glasstab in die Lösung von schwefelsaurem Eisenoxyd, lasse den anhängenden Tropfen wieder abfallen und tauche den Glasstab in das Probirglas. Das Wasser wird merklich blau werden. Thut man von jedem etwas mehr hinzu, so entsteht sofort eine tiefblaue Farbe und ein ebenso gefärbter Niederschlag, das sog. Berlinerblau, setzt sich alsbald zu Boden. — Man mache alsdann den gleichen Versuch mit einer Lösung von rothem Blutlaugensalz: hier entsteht kein blauer Niederschlag, sondern das Gemisch nimmt nur eine etwas dunklere, ins bräunliche gehende Färbung an.

Das Blutlaugensalz heißt nach seinen Bestandtheilen Kaliumeisencyanür, $K_4FeCy_6 + 3H_2O$, (oder vielleicht verständlicher ausgedrückt: $4KCy, FeCy_2 + 3H_2O$ Cyankalium-Eisencyanür). Das

Cyan besteht aus 1 Atom C und 1 Atom N, also CN; wegen seines Verhaltens als Element hat dies Radical das besondere Zeichen Cy bekommen. Nach seinem chemischen Verhalten schließt sich Cy der Chlorgruppe an. Im gelben Blutlaugensalz bildet nun das Radical Cy in Verbindung mit Eisen, $FeCy_2$, Eisencyanür oder Ferrocyan, welches mit anderen Cyanüren HCy Cyanwasserstoff (vgl. HCl) Doppelcyanüre bildet, hier $4HCy, FeCy_2 = H_4FeCy_6$, welches sich wie eine Säure verhält, indem dessen Wasserstoff durch Metall ersetzt werden kann, z. B. durch Kalium, wodurch gelbes Blutlaugensalz (Ferrocyankalium) K_4FeCy_6 entsteht. — Im rothen Blutlaugensalz ist $FeCy_3$ (wo Fe dreiwerthig, Aeq. = 56), Eisencyanid oder Ferridcyan mit $3KCy$ zu K_3FeCy_6 verbunden. Dasselbe wird dargestellt durch Einleiten von Chlor in eine Lösung des gelben Blutlaugensalzes, wobei Chlorkalium und Ferridcyankalium entsteht. — Der Name Blutlaugensalz stammt daher, daß man das gelbe Blutlaugensalz durch Kochen und Schmelzen von Blut und ähnlichen thierischen Abfällen mit Pottasche und Eisenfeile und nachherigem Auslaugen mittelst Wasser darstellt. — Gießt man nun zu einer Lösung von gelbem Blutlaugensalz eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxyd, so entstehen durch Austausch von K gegen dreiwerthiges Fe nach der Formel: $3K_4FeCy_6 + 2Fe_2 3SO_4 = 6K_2SO_4 + 2Fe_2Cy_6, 3FeCy_2 = Fe_7Cy_{18}$.

Man wiederhole den Versuch, nehme aber statt der Lösung von schwefels. Eisenoxyd diesmal schwefels. Eisenoxydul, grünen Vitriol. Beim Zusatz des gelben Blutlaugensalzes tritt freilich auch eine blaue, aber eine sehr viel hellere Farbe resp. Niederschlag ein, auch wenn man größere Quantitäten sowohl vom Eisenvitriol als vom Blutlaugensalz nimmt. Man gieße jetzt die Hälfte in eine Untertasse und stelle sie an der Luft frei hin; den Rest im Probirglase erhitze man mit einigen Tropfen Salpetersäure; dieser letztere Theil wird sofort, der in der Tasse erst nach einigen Tagen dunkelblau werden, da in beiden Fällen das Eisenoxydul Sauerstoff aufnimmt und zu Eisenoxyd wird.

Versetzt man aber eine Lösung des Eisenvitriols, also schwefels. Eisenoxyduls, mit einer Lösung von rothem Blutlaugensalz, so entsteht hier sofort eine ebenso starke und dunkelblaue Färbung resp. Niederschlag, wie dies beim Vermischen des gelben Blutlaugensalzes mit Eisenoxydlösung der Fall war. Der Niederschlag entspricht dem Berlinerblau insofern, als durch Substitution des K durch zweiwerthiges Eisen auch eine Doppelverbindung von Eisencyanür mit Eisencyanid entstanden ist. Formel dafür: $2K_3FeCy_6 + 3FeSO_4 = 3K_2SO_4 + 2FeCy_3, 3FeCy_2 = Fe_5Cy_{12}$ (Turnbulls Blau). — In diesem verschiedenen Verhalten der Eisenoxydul- resp. Eisenoxyd-

salze gegen gelbes und rothes Blutlaugensalz ist also ein vorzügliches Mittel gegeben, die Anwesenheit der einen oder anderen Eisenverbindung zu erkennen und nachzuweisen. Denn es giebt ja

Eisenoxydul	u.	gelbes	Blutlaugensalz:	hellbl.	Färbg.	resp.	Niederschl.
=	=	rothes	=	dunkelbl.	=	=	=
Eisenoxyd	=	gelbes	=	dunkelbl.	=	=	=
=	=	rothes	=	bräunliche	=	ohne	=

126. Blaue Dinte. Blaufärben.

Berlinerblau, Oxalsäure, Wg., Reibschale, W., Lappen, schwefels. Eisenoxyd, gelbes Blutlaugensalz, Pbgl., Schwefelsäure, Pottasche, Seife, Indigolösung.

Man reibe 4 g Berlinerblau (eine reinere käufliche Sorte heißt Pariserblau) mit 1 g Oxalsäure zusammen und gieße ein wenig Wasser darauf. Die Oxalsäure macht das Pariserblau löslich, und man hat eine schöne blaue Dinte, die man durch ein wenig Gummi arabicum etwas consistenter machen kann.

Man tränke einen Lappen mit der Lösung von schwefels. Eisenoxyd und darauf mit einer Lösung von Blutlaugensalz, mit ein paar Tropfen Schwefelsäure versetzt; er wird schön blau werden, auch werden die Fasern inwendig gefärbt sein. Siehe indeß Nr. 124. Das grünliche Ansehen kann durch weiteres Waschen mit Blutlaugensalz und sehr verdünntem Ammoniak weggeschafft werden, wozu aber große Genauigkeit erforderlich ist.

Man seife den Lappen aus; die Farbe ist zerstört. Kleiderstoffe, mit Berlinerblau gefärbt, sind sehr schön, können aber keine Alkalien, z. B. Pottasche, Soda, Seife 2c., vertragen, weil das Cyan das gebundene Eisen gegen die Metalle starker Basen vertauscht.

Das Indigoblau ist viel haltbarer. Man fülle 2 gleiche Probirgläser, eins mit verdünnter Indigolösung von Nr. 57, das andere mit verdünnter Lösung von Berlinerblau, s. oben, beide gleich dunkel, löse in jedem eine Messerspitze Pottasche durch Schütteln auf und lasse die Gläser bis zum folgenden Tage stehen — der Unterschied wird sehr deutlich sein.

127. Stahl. Einsatzhärte.

Stricknadel, Eisendraht, L., Feile, W., Eisen, Blutlaugensalz.

Gewöhnliches Eisen hat stets einen Gehalt an Kohle, das Gußeisen 4—5 Proc., Schmiedeeisen $^1/_4$—$^1/_2$ Proc. Der Stahl steht

zwischen beiden und enthält ungefähr 1—1½ Proc. Kohle. Je weniger Kohle das Eisen enthält, desto weicher aber schwerer schmelzbar ist es. Der Stahl ist äußerst schätzbar und unersetzlich durch seine Eigenschaft, daß er weich gemacht und wieder gehärtet werden kann, worin ihm kein Metall auch nur einigermaßen gleichkommt.

Man nehme eine stählerne Stricknadel und einen gewöhnlichen Eisendraht von gleicher Dicke, mache beide in der Lampe glühend und lasse sie langsam erkalten. Sie werden beide weich sein, was man mit einer Feile leicht versuchen kann.

Man glühe sie nochmals und stecke beide glühend in kaltes Wasser. Ein Versuch mit der Feile wird zeigen, daß jetzt die stählerne Stricknadel viel härter geworden ist als das Eisen. Will man sie biegen, so bricht sie. Man benutzt daher den Stahl zu Werkzeugen, welche sehr hart sein müssen, z. B. zu schneidenden Werkzeugen. Da manche derselben sich jedoch müssen biegen können, z. B. Sägen, so erhitzt man sie nach dem Abhärten wieder etwas. Das Maß der Erhitzung für jeden besondern Zweck geben die Oxydationsfarben, s. Nr. 118, in vortrefflicher Weise an; man nennt dies Erweichen der Oberfläche das Anlassen des Stahls, z. B. gelb oder blau anlassen.

Im Gegentheil dazu hat man auch ein Mittel, das Schmiedeeisen auf der Oberfläche in Stahl zu verwandeln, so daß, wenn es in der Glühhitze abgekühlt wird, es auf der Oberfläche Stahlhärte annimmt. Man nennt diese Härte auch Einsatzhärte; jeder Schmied weiß sie z. B. an Pflugscharen und dgl. Gegenständen, wo es gerade auf die Härte der Oberfläche ankommt, hervorzubringen.

Man glühe ein dünnes Stück Eisen, Eisenblech, aber ohne Verzinnung, bestreue es glühend mit pulverisirtem gelbem Blutlaugensalz und tauche es schnell in Wasser. Man versuche es nun mit der Feile; es ist auf der Oberfläche sehr hart geworden. Das Cy des Blutlaugensalzes besteht, s. Nr. 125, aus CN; diese Kohle des Cyans verbindet sich mit dem Eisen und bringt eine Stahlkruste hervor. — Auch eine sehr geringe Beimischung von Silber oder auch von Wolfram verwandelt das Eisen in Stahl. Silberstahl ist schon lange bekannt, Wolframstahl eine neuere Entdeckung.

Der gehärtete Stahl giebt am Stein Funken. Ob der Stein aus SiO_2 oder FeS_2, oder woraus er besteht, ist völlig gleichgültig; er muß bloß so viel Härte haben, als nöthig ist, vom Stahl feine Späne abzuschaben, die durch die Reibung ins Glühen gerathen, und bei ihrer Feinheit und ihrem Flug durch die Luft so viel Sauerstoff bekommen, um eine Zeit lang fortzubrennen, wobei sie sich mehr oder weniger in FeO,Fe_2O_3 verwandeln. Daß dies nicht ganz geschieht,

kann man daran erkennen, daß sie wieder zu brennen anfangen, wenn man sie auf einem Papier sammelt und in eine Lichtflamme streut. Die Aehnlichkeit mit Nr. 31, 2 liegt auf der Hand. Warum geht's nicht mit ungehärtetem Stahl oder Eisen?

Ueber die Verbindung des Eisens mit Schwefel s. Nr. 58 und 59.

---

18. Mangan (Manganum).

128. Braunstein. Glasur.

Bleiglätte, Lehm, Braunstein, Wg., Tss., W., Dachziegel, L., Löthr., übermangans. Kali, Eisenvitriol, Schwefelsäure, Pbgl.

Braunstein ist das Oxyd eines grauweißen, spröden Metalls, des Mangans, das mit dem Eisen manche chemischen Eigenschaften gemein hat; die gewöhnlichste Oxydationsstufe des Mangans ist z. B. wie die des Eisens Mn_2O_3. Aber im Braunstein ist noch $^1/_2$ Verb.-Gew. Sauerstoff mehr enthalten, MnO_2, daher nennt man ihn auch Mangansuperoxyd. Dafür ist es auch geneigt, beim Glühen $^1/_3$ Theil seines Sauerstoffs abzugeben, wobei $3\,MnO_2$ zu $Mn_3O_4 + 2\,O$ werden, und es wird in Folge dessen häufig zur Bereitung größerer Mengen Sauerstoff benutzt, erfordert aber größere Hitze als chlorsaures Kali, und deshalb Thon- oder Eisenretorten.

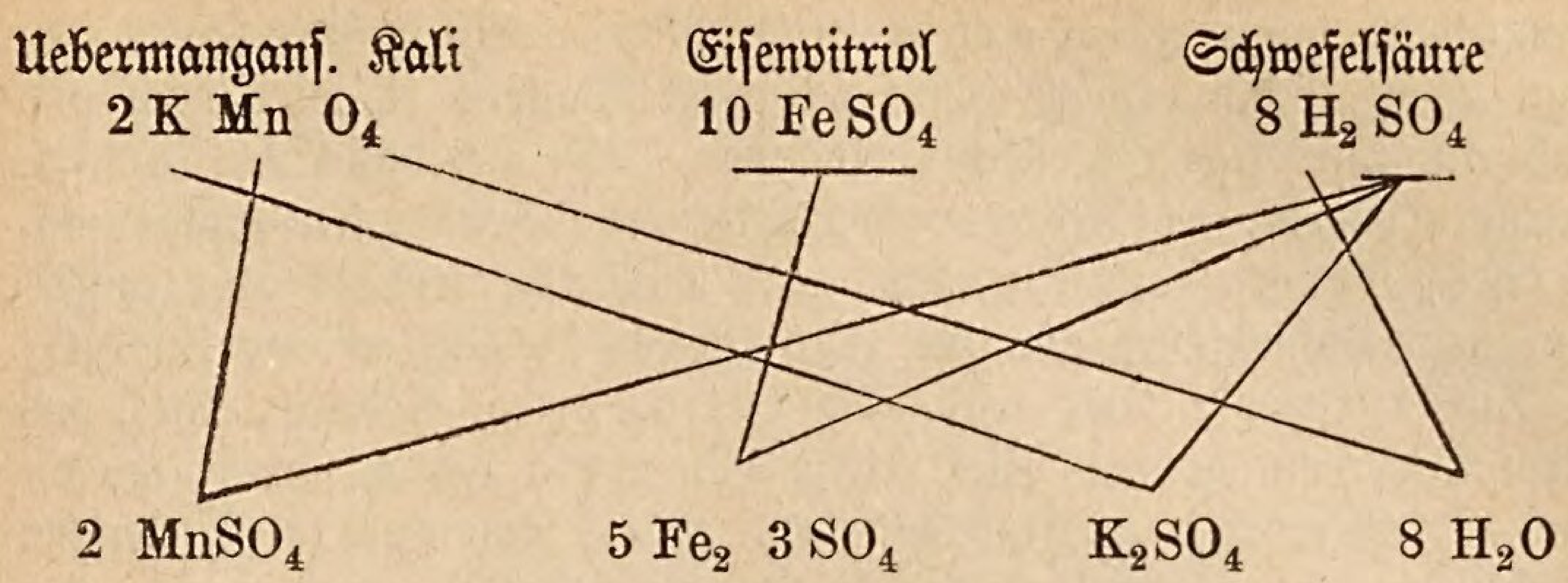
Man mische etwa 4 g Bleiglätte, 4 g Lehm und 1 g feingeriebenen Braunstein mit Wasser zu einem dünnen Brei, gieße ihn über ein Stück Dachziegel oder einen unglasirten Blumentopf, trockne und glühe es im Kohlenfeuer, oder erhitze eine Stelle mit dem Löthrohr. Die Masse schmilzt und bildet eine schwarze Glasur.

Man wiederhole den Versuch mit Beimischung von weniger Braunstein, die Glasur wird braun werden. Viele irdene Gefäße werden auf diese Weise glasirt. S. Nr. 62.

Bearbeitet man in einer Glashütte Sand, der, wenn auch sehr wenig, Eisenoxydul enthält (eisenfreier Sand ist selten), so werden die Flaschen dunkelgrün bis schwarz. Streut man aber in die Glasmasse ein wenig Braunstein, so giebt er einen Theil seines Sauerstoffs an das Eisenoxydul ab und wandelt FeO in Fe_2O_3, Eisenoxyd, um, welches dem Glase eine gelbbraune, hellere Farbe giebt. Die Arbeiter in den Glashütten nennen den Braunstein Glasmacherseife.

In neuerer Zeit ist eine noch höhere Oxydationsstufe des Mangans, $Mn_2O_7 + H_2O = 2\,HMnO_4$, Uebermangansäure, wichtig geworden durch ihre Anwendung als Desinfectionsmittel, d. h. als Mittel zur Zerstörung übelriechender, schädlicher organischer Substanzen. Erhalten wird dieselbe als Salz in Verbindung mit K, wenn man Braunstein, MnO_2, mit Salpeter, KNO_3, zusammenschmilzt, wobei ersterer auf Kosten des Salpeters, noch soviel Sauerstoff aufnimmt, daß mangansaures Kali, K_2MnO_4, entsteht. Dieses Salz ist mit grüner Farbe in Wasser löslich; wird die Auflösung desselben aber bei Zutritt der Luft erhitzt, so färbt sie sich bald violettroth, indem sie noch $^1/_2$ Verb.-Gew. Sauerstoff aus der Luft aufnimmt und dadurch zu übermangansaurem Kali, $KMnO_4$, wird, während sich gleichzeitig ein anderer Theil des Mangans wieder als Braunstein (eig. $MnO_2 + H_2O = MnH_2O_3$) zu Boden setzt. — Man filtrire durch einen Trichter, dessen Rohr lose mit Asbest verstopft ist, weil die organische Masse des Papierfilters weitere Zerlegung des Salzes bewirken würde; das klare Filtrat liefert beim Eindampfen dunkelbraune Krystalle von $KMnO_4$, das sich mit schöner rother Farbe leicht in Wasser löst. Die oben erwähnte grüne Färbung erhält man schon, wenn man Spuren einer Manganverbindung mit Salpeter auf einem Platinblech erhitzt; vorzügliches Erkennungsmittel! —

Das übermangansaure Kali wirkt als Desinfectionsmittel durch Abgabe von Sauerstoff an die organischen Stoffe, also durch Oxydation derselben, wobei es in Sauerstoff und sich abscheidendes Mangansuperoxyd zerfällt. — Daß das übermangansaure Kali aber auch an anorganische Körper gerne Sauerstoff abgiebt, dieselben also oxydirt, zeigt folgender Versuch: In eine Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul, der man etwas Schwefelsäure zugesetzt hat, tröpfle man allmählich eine Lösung des übermangansauren Kali (etwa von der Stärke 1 : 1000); jeder Tropfen der letzteren, stark gefärbten Flüssigkeit wird beim Hineinfallen in die Eisenvitriollösung augenblicklich völlig entfärbt werden, indem das Mangan unter Abgabe von Sauerstoff an das Eisen zu Manganoxydul wird, welches sich mit der Schwefelsäure zu schwefels. Manganoxydul vereinigt. Das Eisenoxydulsalz wird dadurch in Eisenoxydsalz verwandelt; sobald diese Umwandlung völlig geschehen ist, hört beim weitern Zutröpfeln der Manganlösung die Entfärbung auf, und es ist also das übermangansaure Kali ein vorzügliches Mittel, um in Eisenoxydlösungen die Gegenwart des Eisenoxyduls zu erkennen: eine völlig oxydulfreie Eisenoxydsalzlösung darf durchaus nicht entfärbend auf das übermangansaure Kali wirken. — Die Oxydation des Eisenoxyduls und die Reduction des übermangans. Kali geht nach folgender Formel vor sich:



---

19. Zink (Zincum).

129. Zink.

Zink, Hammer, Stein, L., Zange, Hölzchen.

Man versuche, ein kleines Stück Zink mit dem Hammer breit zu schlagen; es ist spröde und wird in Stücke zerspringen. Solche Metalle, denen die Dehnbarkeit abgeht, nannte man früher Halbmetalle, eine Unterscheidung, die längst als unhaltbar aufgegeben ist.

Man halte ein Stückchen Zink so lange in die Flamme, daß ein daran gehaltenes nasses Hölzchen zischt, daß es also über 100° C. erwärmt ist, und klopfe es auf einem erwärmten Stein; es läßt sich jetzt breit schlagen.

Wollte man den Versuch bei etwa 200° Wärme wiederholen, so würde es wieder zerspringen, nur zwischen 100 und 150° C. ist es dehnbar. Es ist nicht so gar lange her, daß man über diesen Umstand aufgeklärt wurde, und seitdem hat das Zink eine vielfältige Anwendung gefunden, wird zu Platten gewalzt, zu Draht gezogen und dann zu vielerlei Arbeiten benutzt.

Die Erze des Zinks sind Galmei, $ZnCO_3$, und Zinkblende, ZnS. Letztere muß durch Rösten an der Luft (Verbrennung des Schwefels) in $ZnSO_4$ und ZnO verwandelt werden und wird dann wie die beiden andern im zermalmten Zustande mit Kohle in Retorten zur Weißglühhitze gebracht, in welchen die Kohle sich des Sauerstoffs bemächtigt, das Zink aber dampfförmig wird und in eiserne Vorlagen überdestillirt.

130. Zinkoxyd. Zinkoxydhydrat. Zinkweiß.

Zink, Wasser.

Man lege ein Stück blankes Zink an die Luft hin, es wird nach und nach seinen Glanz verlieren, indem die Oberfläche Sauerstoff auf-

nimmt und damit Zinkoxyd, ZnO, bildet. Ein zweites Stück lege man eben so hin, tauche es aber oft in Wasser; es wird nach und nach eine pulverige Oberfläche bekommen. Wie sich das Eisen in Rost, Eisenoxydhydrat, $Fe_2H_6O_6$, verwandelt, wenn Feuchtigkeit zugegen ist, so das Zink in Zinkoxydhydrat, ZnH_2O_2, welches aber außerdem noch Kohlensäure aus der Luft anzieht, so daß es aus $ZnH_2O_2 + ZnCO_3$ besteht. Das wasserfreie Zinkoxyd, Zinkweiß, ZnO, das durch Verbrennung von Zink dargestellt wird, braucht man jetzt oft statt des Bleiweißes zu Anstrichfarben, und ist besonders an Orten zu empfehlen, wo schwefelhaltige Dünste vorkommen, aus denen der Schwefel sich mit dem sonst gebräuchlichen Bleiweiß verbindet und mit dem Blei eine schwarze Farbe annimmt, wogegen das Zinkweiß nicht davon angegriffen wird. S. Nr. 61 und 138.

Da die Oxydation des Zinks nur an der Oberfläche geschieht, und nicht, wie beim Eisen, sich tief einfrißt, so widersteht Zink und namentlich Zinkblech der Witterung besser als Eisen; deshalb überzieht man das Eisen auch häufig mit Zink, verzinktes Eisen.

131. Zinkvitriol.

Zink, W., 2 Mdgl., Ftr., Tr., Tss., L., Zf., Zinkvitriol, Schiefertafel, Schwefelsäure, Salzsäure.

Man übergieße ein kleines Stück Zink mit verdünnter Schwefelsäure; es braust und löst sich auf. $Zn + H_2SO_4 + 7H_2O$ bildet $ZnSO_4 + 7H_2O$, schwefelsaures Zinkoxyd, oder Zinkvitriol, und $2H_2$, Wasserstoff, welcher entweicht. Der Vorgang ist ganz wie in Nr. 33.

Man setze so lange kleine Stückchen Zink hinzu, als es noch braust, d. h. als noch freie Schwefelsäure vorhanden ist. Meistens enthält das käufliche Zink auch noch Kohle, die ungelöst zurückbleibt, dem weggehenden Wasserstoff aber riechende Verbindungen beimengt. Man filtrire dann die Lösung und dampfe bei gelinder Wärme das überschüssige Wasser ab, so bleibt der Zinkvitriol zurück. Geschieht die Abdampfung in größerer Masse, so bilden sich längliche, durchsichtige Krystalle von $ZnSO_4 + 7H_2O$.

Wie viele Procent Wasser enthalten die Krystalle? Zn = 65, S = 32, O_4 = 64, $7H_2O$ = 126, Summe also 287. Es enthalten also 287 Gew.-Th. Zinkvitriol 126 Gew.-Th. Wasser, auf 100 Gew.-Th. also 43,8 Gew.-Th. Wasser.

Man erhitze den Zinkvitriol auf einer Schiefertafel, er schmilzt in wäßrigem Fluß. Eine genaue Nachwägung würde ergeben, daß er dabei nicht 7, sondern 6 Aeq. Wasser verliert, 1 Aeq. aber festhält. Soweit entwässert, kommt er als Zinkvitriol im Handel vor.

Der Zinkvitriol und alle Zinksalze sind giftig, auch für Pflanzen; man tränkt mit ihrer Lösung Holz, um es gegen Schwamm und Fäulniß zu schützen.

Löst man Zink in Salzsäure, so bekommt man Chlor-Zink. $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + 2H$; man wendet die Auflösung unter andern auch beim Löthen zur Verhütung der Oxydation des Metalls an.

---

20. Zinn (Stannum).

132. Zinn. Zinnoxyd. Legirungen. Glasur.

Zinn, Blei, Wg., eis. Löffel, Kohle, L., Löthr., Borax, Scherben.

Dieses nicht sehr verbreitete Metall findet sich im gediegenen Zustande in der Natur nicht, sondern nur vererzt, d. h. in Verbindungen mit anderen Elementen. Die wichtigsten dieser Erze sind: Zinnstein oder Zinngraupen, SnO_2, und Zinnkies, SnS_2, die hauptsächlich in England, im Erzgebirge, in Ostindien und in Mexiko vorkommen. Aus denselben wird das metallische Zinn durch Rösten und dann folgendes Zusammenschmelzen mit Kohle und Flußmitteln dargestellt. Das beste Zinn ist das sog. ostindische Banca-Zinn.

Das Zinn ist sehr dehnbar und läßt sich zu dünnen Platten auswalzen, die man Zinnfolie, Stanniol, nennt. Das unechte Blattsilber (Silberschaum) wird aus einer Legirung von Zinn und Zink bereitet, und vermittelst Zwischenlagen zu den dünnsten Blättchen ausgehämmert.

Man schmelze im eisernen Löffel, dessen Stiel man in Holz steckt, ein Theil Zinn mit $^1/_2$ Theil Blei zusammen; es entsteht ein Metallgemisch, eine Legirung, die leichter schmilzt als jedes der beiden Metalle für sich, und sich auf reiner Metallfläche von selbst verbreitet. Es wird Schnellloth genannt und namentlich von Klempnern viel zum Löthen gebraucht.

Man schmelze 1 Theil Zinn mit 2 Theilen Blei zusammen. Die Legirung dient auch zum Löthen, ist aber dickflüssiger und wird Streichloth genannt.

Man lege ein Stückchen Zinn auf Kohle und erhitze es mit dem Löthrohr; es bedeckt sich mit einem gelben Pulver, das beim Erkalten weiß wird, und aus SnO_2, Zinnoxyd, Zinnasche, auch Zinnsäure genannt, besteht. Dasselbe ist in Säuren unlöslich und wird zum Poliren von Glas und Metallen gebraucht.

Man schmelze 1 Theil Zinn und 4 Theile Blei in kleiner Quantität auf Kohle mit dem Löthrohr zusammen, und erhitze die

Masse bis zum Glühen. Sie geräth in lebhafte Bewegung und glüht von selbst fort, bis Alles oxydirt ist.

Man reibe das Oxydgemisch mit etwas Borax, s. Nr. 94, zusammen, bringe das Pulver auf das angefeuchtete Ende einer Scherbe von einem unglasirten Blumentopf und erhitze es wieder vor dem Löthrohr. Die Scherbe wird sich mit Email überziehen. Ungefähr auf diese Weise wird die gemeine Fayence glasirt.

133. Verzinnen auf nassem Wege.

Stanniol, Topf, Weinstein, W., Feuer, Kupfer, Essig, Blechtopf, Ftr., Tr., Mdgl.

Wie man auf trockenem Wege verzinnt, ist in Nr. 97 gezeigt worden; es kann aber auch auf nassem Wege geschehen. Man koche sehr feine Zinnspäne oder fein geschnittenes Stanniol in einem Topfe mit gepulvertem Weinstein und Wasser, werfe dann einige rein gescheuerte Stücke von Kupfer oder Messing hinein und koche eine halbe Stunde. Die Stücke werden weiß verzinnt sein. Weinstein ist saures weinsaures Kali, $KHC_4H_4O_6$, s. auch Nr. 90. Ein Theil der Säure des Weinsteins löst etwas Zinn auf, setzt es aber nachher wieder an das Kupfer oder Messing ab. Man nennt dies Weißkochen, und verzinnt auf diese Weise besonders kleine Gegenstände, z. B. Stecknadeln. Ein starker Ueberzug erfordert mehrstündiges Kochen.

Das Zinn wirkt nicht so schädlich als Blei und Kupfer, deshalb verzinnt man besonders kupferne Geschirre. Doch wird es auch von Säuren angegriffen, und wirkt auf die Gesundheit nachtheilig. Saure Speisen, z. B. Fruchtsuppen, kann man allerdings ohne Gefahr in verzinnten und selbst in recht blank gescheuerten kupfernen Gefäßen kochen, man darf sie dann aber durchaus nicht darin stehen lassen. Die Säuren können sich so wenig mit reinem Kupfer als mit reinem Zinn verbinden, das Metall muß erst Oxyd (Hydroxyd), d. h. eine Basis werden und dazu fehlt ihm der nöthige Sauerstoff, der beim Kochen auch am Rande der Flüssigkeit durch den Dampf größtentheils abgehalten wird. Läßt man die sauren Speisen aber darin stehen, so bildet sich gerade am obern Rande derselben durch den Zutritt des Sauerstoffs Oxyd, das sogleich sein Metall an die Säure abgiebt. Zinn ist nur in so fern sicherer als Kupfer, als es leichter frei von Oxyd zu halten ist. Noch sicherer aber sind irdene, gut glasirte, s. Nr. 62, oder schwarze, sog. jütsche Töpfe. Man lasse z. B. etwas Essig in einem verzinnten Gefäße einen Tag stehen, filtrire ihn dann in ein Medicinglas und gieße ein wenig Schwefelwasserstoffwasser, Nr. 62, hinzu. Es wird eine gelbliche Trübung entstehen, indem sich Schwefelzinn bildet. Speisen müssen überhaupt nicht in metallenen Gefäßen stehen bleiben, dazu hat man ja die irdenen.

21. Nickel (Niccolum).

134. Nickel.

Sandbad, Zf., Nickelmünze, Salpetersäure, W., Kalilauge, 2 Kchfl., Pfr. m. Glr., Ftr., Tr., Untertasse, L., verdünnte Schwefelsäure, Ammoniak, Schwefelwasserstoffapparat, Nr. 60.

Man bringe in ein Kochfläschchen, das etwa 10—15 g Salpetersäure enthält, eine 5 oder 10 Pfg.-Münze. Unter Schäumen und Entwickelung von NO_2, s. Nr. 40 u. 121, tritt nach und nach die Lösung ein. Wenn die Entwickelung der rothen Dämpfe nachzulassen beginnt, erwärme man das Fläschchen im Sandbade unter zeitweiligem Zutröpfeln von etwas Salpetersäure, bis auch in der Wärme keine Einwirkung mehr stattfindet, und verdunste, bis der Rückstand gerade noch feucht erscheint, um überschüssige Säure zu verjagen; darauf löse man den Rückstand mit etwa 100 g Wasser. In einen Theil dieser Flüssigkeit leitet man auf die in Nr. 60 bei der Darstellung des Schwefelwasserstoffwassers beschriebene Weise (Fig. 8) so lange Schwefelwasserstoffgas, bis der Geruch dieses Gases auch nach gelindem Erwärmen der Flüssigkeit noch wahrzunehmen ist. Des üblen und schädlichen Geruches wegen muß dies natürlich an einem freien oder zugigen Orte, im Sommer etwa vor der geöffneten Ofenthür geschehen, während im Ofen eine Spritlampe brennt. — Den entstandenen schwarzen Niederschlag, der aus Schwefelkupfer, CuS, besteht, bringe man nebst der überstehenden Flüssigkeit auf ein Filtrum. — Die durchgelaufene, jetzt hellgrüne Lösung erhitze man in einer Untertasse auf dem Sandbade, bis der Geruch nach H_2S völlig verschwunden ist, filtrire wenn nöthig, und füge dann so lange vorsichtig Aetzkalilauge hinzu, bis eben basische Reaction eingetreten ist. Der hierdurch entstandene Niederschlag von apfelgrüner Farbe ist Nickeloxydulhydrat (Nickelhydroxydul), NiH_2O_2. Zu weiteren Versuchen kann man diesen in Schwefelsäure oder Salzsäure, aber ohne wesentlichen Säureüberschuß, lösen und zu weiterem Gebrauch aufbewahren. Ein Erkennungsmittel löslicher Nickelverbindungen ist der Niederschlag mit Ammoniak, der sich im Ueberschuß mit blauer Farbe löst.

Wie ist nun hiebei der chemische Vorgang? — Die 5 und 10 Pfg.-Münzen sind Legirungen aus Kupfer und Nickel. Durch Behandeln mit Salpetersäure, HNO_3, entstehen die salpetersauren Salze: CuN_2O_6 und NiN_2O_6, wobei der ausgeschiedene Wasserstoff andere Molecüle der Salpetersäure reducirt: daher das Auftreten rother Dämpfe von NO_2. Leitet man H_2S in die Lösung, welche nur wenig sauer sein darf, damit H_2S durch die Salpetersäure nicht zerlegt wird,

so wird in der sauren Lösung nur das Kupfer als CuS gefällt ($CuN_2O_6 + H_2S = CuS + 2\,HNO_3$), während das Nickelsalz unverändert bleibt. Die nachherige Fällung durch Aetzkali geschieht nach der Formel: $NiN_2O_6 + 2\,KHO = NiH_2O_2 + 2\,KNO_3$. Die Lösung des Oxydulhydrats in Salzsäure zeichnet die Formel: $NiH_2O_2 + 2\,HCl = NiCl_2$ (Nickelchlorür) $+ 2\,H_2O$. Auf Zusatz von Ammoniak geschieht zuerst Fällung: $NiCl_2 + 2\,NH_4HO = NiH_2O_2 + 2\,NH_4Cl$, darauf Lösung als Nickel-Ammon-Chlorür: $Ni(NH_4)_2Cl_4$.

Das reine Nickel ist ein grauweißes Metall; es wird als solches aus den sich in der Natur findenden Nickelerzen dargestellt. Letztere sind besonders: Arsennickel oder Kupfernickel, Ni_2As, Weißnickelkies, $NiAs_2$.

Das Nickel dient außer seiner Verwendung zu Münzen auch zur Darstellung vieler anderer Legirungen, so des Neusilbers &c.; s. Nr. 164.

---

22. Blei (Plumbum).

135. Blei. Oxydation. Reduction.

Blei, eis. Löffel, Feuer, L., Holzkohle, Löthr.

Man schmelze ein wenig Blei eine Zeitlang in einem offenen Gefäße; es überzieht sich mit einer grauen Haut und verwandelt sich zuletzt ganz in eine graue Masse, Pb_2O, Bleisuboxyd.

Man nehme eine Erbse groß davon für den folgenden Versuch heraus, mische und bestreue den Rest mit zerkleinerter Holzkohle und erhitze wieder; man bekommt nun wieder metallisches Blei. Die Holzkohle hat den zu ihrem Verbrennen nöthigen Sauerstoff zum Theil dem Bleisuboxyd entnommen. Man nennt dies das Metall reduciren. Die meisten Metalle werden dadurch aus ihren Oxyden hergestellt, daß man sie mit Kohle glüht. Zinngießer haben oft bei ihrer Arbeit ein Gefäß mit geschmolzenem Zinn lange auf dem Feuer stehen, aber überdeckt mit Kohlen, damit es nicht oxydire.

Die abgenommene Probe von Bleisuboxyd lege man auf eine Kohle, blase die Löthrohrflamme so darauf, daß das Bleisuboxyd ganz darin eingehüllt ist (innere Löthrohrflamme); es wird sich ebenfalls in metallisches Blei verwandeln, ein Bleikorn geben. Der Vorgang ist derselbe, wie eben vorher; der Spiritus entnimmt dem Blei den Sauerstoff. — Man richte nun die Spitze der Flamme (äußere Löthrohrflamme) auf das Bleikorn, so erhält man wieder Blei-

suboxyd, indem jetzt wieder durch Zutritt der äußern Luft die Verbindung mit Sauerstoff möglich wird.

136. Bleioxyde.

Bleisuboxyd, L., Löthr., Kohle, Bleiglätte, Reibschale, Wg., $KClO_3$, Salpetersäure, Löffel, Tss., W., Mennige, Pbgl.

Man erhitze eine Probe von Bleisuboxyd oder ein Körnchen Blei anhaltend und stark in der Oxydationsflamme; die Masse wird nun gelb und ist dann in Bleioxyd, PbO, übergegangen. In der Rothglühhitze schmilzt das Bleioxyd zu einer dunkelrothen Flüssigkeit und erstarrt beim Erkalten zu einer rothgelben blättrigen, krystallinischen Masse, die nach dem Grade ihrer Dunkelheit Silberglätte oder Goldglätte, überhaupt aber Bleiglätte genannt wird.

Man pulverisire 4 g Bleiglätte, mische sie mit 1 g gepulvertem, chlorsaurem Kali und erhitze das Gemisch in einem eisernen Löffel. Es verglimmt und bildet ein rothes Pulver. Man übergieße es in einer Untertasse mit Wasser, rühre um und gieße ab (Waschen), der Rückstand ist Mennige, Pb_3O_4, die als Farbe und Kitt viel gebraucht wird. Das chlorsaure Kali entwickelt nämlich eine Menge Sauerstoff, s. Nr. 29, von welcher das Bleioxyd noch $^1/_3$ soviel aufnimmt, als es schon hat.

Man übergieße ein wenig Mennige mit Salpetersäure und erwärme sie gelinde. Die Mennige zerfällt dabei in zwei Theile. Aus Pb_3O_4 wird PbO_2, Bleisuperoxyd und 2 PbO, Bleioxyd. Das Bleisuperoxyd ist die höchste Oxydationsstufe, die vom Blei bekannt ist. Die Salpetersäure selbst scheidet sie auseinander, PbO bildet mit der Salpetersäure, PbN_2O_6, salpetersaures Bleioxyd oder Bleisalpeter, und Wasser H_2O, während PbO_2 als dunkelbraunes Pulver am Boden liegen bleibt; $Pb_3O_4 + 4\,HNO_3 = 2\,PbN_2O_6 + 2\,H_2O + PbO_2$. Soll sich das Bleisuperoxyd mit Säure verbinden, so wird die Hälfte seines Sauerstoffs frei, Nr. 26. Da es sich aber mit Basen verbinden kann, so nennt man es auch Bleisäure.

137. Bleisalze.

PbO, Reibschale, Essig, Glasstab, 2 Tss., 2 Ftr., Tr., L., 3f., Bleizucker, Soda, 2 Pbgl., Salpetersäure, Ammoniak, Bleiweiß, W., Mdgl., Salzs.

Man übergieße ein wenig pulverisirte Bleiglätte mit etwas Essig in einer Untertasse, lasse die Mischung einige Stunden stehen und rühre sie mitunter um. Bleioxyd, PbO, tauscht das zweiwerthige Metall aus gegen 2 H der Essigsäure, $HC_2H_3O_2$, es entsteht Wasser H_2O und $Pb\,2\,C_2H_3O_2$, gewöhnlich Bleizucker genannt, welches

in Lösung übergeht. Auch die nicht gelöste Bleiglätte verbindet sich theilweise mit der Essigsäure und ändert ihre Farbe in Weiß um. Man filtrire etwa einen Fingerhut voll von der Flüssigkeit ab, verdampfe sie langsam bis zur Syrupsdicke, und stelle sie hin; sie wird sich bald in büscheligen Krystallen ordnen. Im Großen krystallisirt der Bleizucker gewöhnlich in vierseitigen Säulen. Die Krystalle verwittern an der Luft, geben Essigsäure ab und nehmen Kohlensäure auf. Ist das geschehen, so wird ihre Lösung im Wasser trübe. Den Namen hat der Bleizucker von seinem süßlichen Geschmack, ist aber, wie alle Bleiverbindungen, Gift.

Man löse etwa 5 g Bleizucker auf und ebenso etwas Soda, und tröpfele von der letzten Auflösung so lange zur ersten, als ein Niederschlag entsteht. Soda und Bleizucker tauschen ihre Metalle mit einander aus, $Pb2C_2H_3O_2 + Na_2CO_3 = 2NaC_2H_3O_2$, essigsaures Natron (das in Lösung bleibt) $+ PbCO_3$, kohlensaures Bleioxyd, das zu Boden sinkt.

Eine Mischung von kohlensaurem Bleioxyd und Bleioxydhydrat, etwa $2PbCO_3 + PbH_2O_2 = Pb_3H_2C_2O_8$ ist das bekannte Bleiweiß, ähnlich dem Zinkweiß, Nr. 130, das als Malerfarbe viel gebraucht wird. Es wird oft mit gemahlenem Schwerspath verfälscht, und hat dann viel weniger Deckkraft. Ob und wie viel von letzterem etwa hinzugethan ist, findet man, wenn man eine gewogene Menge Bleiweiß in Salpetersäure löst, den Rückstand, der Schwerspath ist, $BaSO_4$, wäscht, trocknet und wägt. — Verfälschung mit Kreide ist wegen des geringen Gewichts derselben und anderer Umstände weniger täuschend. Will man aber darauf untersuchen, so übergieße man etwa 5 g Bleiweiß mit 10—15 g Wasser, und tröpfele so lange Salzsäure hinzu, als irgend ein Brausen entsteht, setze dann Ammoniak hinzu, bis die Mischung eben alkalisch reagirt. Es entstehen Chlorcalcium und Chlorblei, letzteres ist nur in großer Verdünnung löslich, wird aber durch Ammoniak völlig unlöslich. Chlorcalcium bleibt in Lösung, wird abfiltrirt, nachgespült und aus dem Filtrat der Kalk nach Nr. 112, Schluß, als Kreide niedergeschlagen, gewaschen, getrocknet und gewogen.

138. Bleibaum. Schwefelblei.

Bleizucker, W., Wg., Mdgl., Essig, Zink, Faden, Pfr.

Man löse 10—15 g Bleizucker in 12mal so viel Wasser auf. Hat die Lösung ein etwas milchiges Ansehen, s. vor. Nr., so werden ein paar Tropfen Essigsäure, oder auch nur starken Essigs, die Lösung wieder aufklären, d. h. das kohlensaure Bleioxyd wieder in essigsaures verwandeln. Man wäge nun ein Stückchen Zink genau und hänge

es an einem Faden, den man mit dem Pfropfen des Medicinglases festmacht, mitten in die Flüssigkeit hinein. Das Zink verliert bald seinen Glanz, worauf aber glänzende Metallblätter aus demselben hervorzuwachsen scheinen, die man einen **Bleibaum** nennt.

Das Zink hat mehr Verwandtschaft zum Sauerstoff als das Blei und tritt daher an die Stelle von Blei in löslichen Verbindungen. Die Folge davon ist, daß das Blei metallisch ausgeschieden wird, und nach etwa 24 Stunden die Lösung nicht Bleizucker, sondern essigsaures Zinkoxyd enthält.

Man nehme nun das Zink mit dem Blei heraus, suche es aufs beste von einander zu scheiden, und untersuche den Verlust des Zinks und das Gewicht des ausgeschiedenen Bleies. Beide Zahlen müssen sich zu einander verhalten wie 65 : 207, vorausgesetzt, daß das Zink rein war. Diese Zahlen sind nämlich nichts anderes, als die in der Tabelle I. enthaltenen Verb.-Gew., die man eben deshalb Aequivalente nennt, weil die Grundstoffe nach diesen Gewichten für einander eintreten, s. Nr. 115. Für jede 65 Gew.-Th. Zink, die an den vorhandenen Sauerstoff und die Säure abgegeben worden sind, müssen diese also an innegehabtem Blei 207 Gew.-Th. wieder abgegeben haben. Will es nicht ungefähr stimmen, so hänge man in eine neue Lösung ein so kleines Stück Zink, daß man annehmen kann, es werde **ganz** verzehrt werden, was man nach der gemachten Erfahrung jetzt ziemlich genau beurtheilen kann.

Daß Schwefelwasserstoffwasser ein äußerst empfindliches Reagens auf Metalle, besonders auf Blei ist, haben wir schon in Nr. 61 und 62 gesehen. Das Blei verbindet sich äußerst gern mit dem Schwefel zu **Schwefelblei**, so wird in der Nähe von Privets, Schwefelbädern 2c. das Bleiweiß, wo es als Anstrichfarbe benutzt wurde, geschwärzt. S. Nr. 61 und 130.

Schwefelblei, PbS, welches in Gängen und Lagern älterer Gebirge unter dem Namen **Bleiglanz** vorkommt, ist das hauptsächlichste Bleierz. Man glüht es in **Schachtöfen**, deren Hohlraum senkrecht steht und von oben gefüllt wird, mit Eisen zusammen, das dem Blei seinen Schwefel entzieht (Niederschlagsarbeit). Aus PbS + Fe wird Pb + FeS, beides schmilzt, aber FeS schwimmt oben, erstarrt zuerst, wird abgehoben und das Blei ausgeschöpft. Oder man röstet den Bleiglanz in einem **Flammenofen**, Reverberirofen, über dessen wagrecht liegenden Hohlraum die Flamme geleitet wird, bis ungefähr $^2/_3$ des Bleiglanzes zu Bleioxyd und schwefelsaurem Bleioxyd oxydirt, das dann innig gemengt unter Abschluß der Luft stark erhitzt wird, wodurch der Schwefel auf Kosten des Sauerstoffs des übrigen Bleioxydes verbrennt und ein Theil des Bleies frei wird.

23. Kupfer (Cuprum).*)

139. Kupfer. Kupferoxyde.

Kupfermünze, Salzsäure, Lappen, Zange, L., W.

Man reinige nach Nr. 73 eine Kupfermünze mit Salzsäure, spüle und trockene sie wohl ab und halte sie mit einer Zange über die Weingeistflamme. Sie zeigt ähnlichen Farbenwechsel wie das Eisen, s. Nr. 118, und aus denselben Gründen. Die Oberfläche wird gelb, purpurroth, violett, blau, schwarzgrau; der Ueberzug besteht nun aus Kupferoxyd, CuO.

Man reinige diese oder eine andere Münze wieder von dem Ueberzug, halte sie wieder in die Flamme, bis sie purpurroth ist, und tauche sie schnell in Wasser. Der braunrothe Ueberzug ist nun noch nicht bis zum Oxyd fortgeschritten, er ist Kupferoxydul, Cu_2O, hat also nur halb so viel Sauerstoff, als CuO, und widersteht dem Einfluß der Luft besser, als reines Kupfer. Denkmünzen von Kupfer werden oft auf diese Weise behandelt, broncirt, und heißen dann gewöhnlich Broncemedaillen.

An der Luft oxydirt das Kupfer nur sehr langsam, und wird dann bei trockener Luft schwarzgrau, CuO, bei feuchter Luft aber grün. Wie beim Zink, s. Nr. 130, nimmt dann das Oxyd zugleich Wasser und Kohlensäure auf, es bildet sich $CuCO_3$, CuH_2O_2, basisch kohlensaures Kupferoxydhydrat. Ebenso wie es nach Nr. 79 und 39 saure Salze giebt, so giebt es also auch basische Salze, s. Allgem. V.

Der eigentliche Grünspan ist essigsaures Kupferoxyd, $Cu2C_2H_3O_2 + H_2O$, mehrere Abarten davon sind aber auch basische Salze, in denen mit dem normalen Salz noch eine gew. Menge Oxydhydrat in Verbindung getreten ist. Die vorbenannte Verbindung von basisch-kohlensaurem Kupferoxydhydrat, die auch natürlicher Grünspan genannt wird, findet sich in der Natur als Mineral unter dem Namen Malachit und ist von der schön blauen Kupferlasur, $2CuCO_3$, CuH_2O_2, nur durch einen geringern Gehalt an Kohlensäure verschieden; Malachit ist ein Halb, Kupferlasur zwei Drittel kohlensaures Kupferoxyd.

Doch nicht aus diesen Kupfererzen, sondern aus dem Rothkupfererz, Cu_2O, also Kupferoxydul, und besonders aus dem Kupferkies, $Cu_2S + Fe_2S_3$, und dem Buntkupfererz, $3Cu_2S + Fe_2S_3$, wird bei weitem das meiste Kupfer hergestellt. Aus

*) Gr. von dem frühsten Fundort, Insel Cypern.

dem ersten wird es bei einigem Zuschlag von Schlacke mit Leichtigkeit vermittelst der Kohle im Hochofen herausgeschmolzen, wogegen die schwefelhaltigen Kupfererze sehr mühsam zu reduciren sind, da das Kupfer noch größere Verwandtschaft zum Schwefel hat als das Eisen, wenn auch geringere zum Sauerstoff. Rösten unter Luftzutritt (um den Schwefel möglichst zu verbrennen und statt seiner dem Kupfer Sauerstoff zuzuführen) und Zusammenschmelzen der Masse mit Zuschlag anderer Mineralien werden abwechselnd viele Male wiederholt, bis man einen Theil des Kupfers, wenn auch noch unrein, ausscheiden kann (Schwarzkupfer), worauf man mit dem andern Theile unter Zufügung neuen Erzes weiter arbeitet.

140. Kupfer und Säuren.

Kupfermünze, 2 Tss., Kupferasche, W., L., Zf., Kupferspäne, Salzsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure, 2 Pbgl.

Man lege eine Kupfermünze in Salzsäure; das darauf befindliche Oxyd wird sehr schnell gelöst, das Kupfer nur sehr langsam angegriffen. Deshalb ist nichts dabei gewagt, angelaufene kupferne Geräthe durch Salzsäure zu reinigen, s. Nr. 72 u. 73. Ueber das Kochen saurer Speisen in kupfernen Geschirren s. Nr. 133.

Man übergieße etwas Kupferasche, d. h. durch Rösten an der Luft in Oxyd verwandeltes Kupfer, mit Salzsäure; man erhält eine grüne Lösung. Aus CuO und $2\,HCl$, abgesehen von dem Wasser, worin die an sich gasförmige Salzsäure gelöst ist, bildet sich $CuCl_2 + H_2O$, Chlorkupfer und Wasser, das nach der Abdampfung als ein grünes Salz erscheint. Man bringe ein wenig davon auf den Docht der Spritlampe; es wird flüchtig und färbt die Flamme grün.

Man übergieße ein paar kleine Kupferspäne mit einigen Tropfen Salpetersäure. Der Vorgang ist ähnlich wie in Nr. 134, und beruht auch hier auf der oxydirenden Wirkung der Salpetersäure. Aus $3\,Cu + 8HNO_3$ wird $4\,H_2O + 3\,CuN_2O_6 + 2\,NO$; letzteres, das Stickstoffoxyd, nimmt sofort aus der Luft noch 1 Atom Sauerstoff auf und wird dadurch zu Untersalpetersäure, NO_2.

Man wiederhole den Versuch mit concentrirter Schwefelsäure, es wird sich kein Gas bilden. Erwärmt man aber das Probirglas etwas über der Lampe, so bildet sich auch hier ein Gas, aber wie man leicht am Geruche erkennt, SO_2, schweflige Säure. Man erinnere sich an den Versuch in Nr. 33, wo die Schwefelsäure, auf Eisen gegossen, eine Wasserstoffentwickelung hervorrief. Sie war dort mit Wasser verdünnt, thut man das auch hier, so erreicht man doch keinen Wasserstoff. Worin liegt der Unterschied?

Das Kupfer gehört schon zu den Metallen, die zu wenig Verwandtschaft zum Sauerstoff und anderen Elementen haben, daher auch verdünnte Säure gewöhnlich nicht zerlegen können. Gießt man Salpetersäure auf Kupfer, so wird der Wasserstoff derselben abgeschieden, desoxydirt aber andere Mengen Salpetersäure zu NO. Die Schwefelsäure muß dagegen das Kupfer erst oxydiren — wahrscheinliches Mittelproduct CuH_2O_2 nach der Formel $Cu + H_2SO_4 = CuH_2O_2 + SO_2$ —, ehe das schwefelsaure Salz — $CuH_2O_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2\,H_2O$ — entstehen kann.

141. Blauer Vitriol.

Sodalösung, W., Kfl., Kupferspäne, Wg., Schwefelsäure, 2 kl. Mdgl., Pfr. m. Glr. und Sicherheitsr. (nach Fig. 15), Rhalter, L., Sandbad, Zf., Tr., Ftr., Tſſ.

Man bereite in einem kleinen Medicinglase eine gesättigte Auflösung von Soda, fülle ein zweites solches Gläschen mit Wasser, übergieße dann in einer Kochflasche 5 g feiner Kupferspäne mit 18 g englischer Schwefelsäure, versehe sie wie in Fig. 15 mit Sicherheits- und Leitungsrohr, erwärme sie im Sandbade und leite das sich entwickelnde Gas wie bei Bereitung der Salzsäure in Nr. 71 in die Sodalösung. Aus vor. Nr. weiß man schon, daß schweflige Säure, SO_2, entwickelt wird, die zwar das Anhydrid einer schwachen Säure, aber doch immer noch stark genug ist, um aus der Soda, Na_2CO_3, die Kohlensäure zu verjagen und sich selbst damit zu schwefligsaurem Natron, Na_2SO_3, zu verbinden. Hört die Entwickelung von Kohlensäure in der Vorlage auf, so wird auch die schweflige Säure sich bald durch ihren Geruch kund thun, da sie nun keine Basis mehr findet.

Man hebe nun die Kochflasche mit dem Entwickelungsrohr aus der Sodalösung (jetzt freilich umgewandelt) heraus und stelle das Rohr in das zweite Gläschen, das mit möglichst kaltem Wasser gefüllt ist. Das Gas wird Anfangs wieder verschluckt und zwar, wenn das Wasser recht kalt ist, zum 40fachen Volumen desselben. Ist die Zersetzung in der Kochflasche noch nicht beendet, wenn auch dies Glas kein SO_2 mehr absorbiren will, so bringe man die Kochflasche so lange hinaus, bis die Entwickelung aufhört; die andern Gläser sind natürlich gleich zugepfropft worden. In kleinen Mengen verträgt man die schweflige Säure, die wir bei Anwendung der gewöhnlichen Zündhölzchen entwickeln, ziemlich gut, es bleibt indeß ein dem Leben der Pflanzen und Thiere schädliches Gas.

Wir haben nun 3 Gefäße zu betrachten und wollen uns zuerst mit dem Inhalt der Kochflasche beschäftigen. Man werfe, falls alle Kupferspäne verzehrt sein sollten, noch einige hinein, bis man weiß,

daß keine freie Schwefelsäure mehr in der Flasche vorhanden ist, gieße dann ein wenig Wasser hinzu und koche gelinde eine kurze Zeit. Die darin enthaltene Flüssigkeit ist schmutzigblau, die blaue Farbe rührt von der neuen Verbindung, dem schwefelsauren Kupferoxyd, $CuSO_4$, s. vor. Nummer, her; die Trübung derselben entsteht meistens durch darin schwimmende Kohlentheilchen, womit die meisten im gewöhnlichen Handel vorkommenden Metalle verunreinigt sind. Man filtrire warm, s. Nr. 1, in eine warme Untertasse und lasse langsam erkalten. Hat man nicht zu viel Wasser zugegossen, so setzen sich schon beim Erkalten schöne blaue Krystalle ab; ist das nicht der Fall, so verdampfe man nach vorheriger Zusetzung eines Tropfens Schwefelsäure gelinde so lange, bis etwas Festes sich auszuscheiden anfängt, und lasse dann wieder möglichst langsam abkühlen. Im Handel heißt das Salz blauer Vitriol, Kupfervitriol, auch wohl Blauglitzenstein.

Ueber den Vorgang selbst wird man durch den Schluß der vor. Nummer völlig aufgeklärt worden sein.

Wie kommt man aber zu dem Verhältniß 5 g Kupfer auf 18 g engl. Schwefelsäure? Nach der Formel: $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$ kommen $2H_2SO_4$, also 196 Gew.-Th., auf 1 Cu = 63,5 Gew.-Th. Auf 5 g Cu würde das dreifache H_2SO_4 beinahe ausreichend sein, da aber die englische Schwefelsäure im gewöhnlichen Handel meistens mehr als 1 % H_2O enthält, so kann man nicht wohl weniger als 17—18 g davon nehmen, und hat dann zu erwarten, ob überschüssige Säure in der Kochflasche vorhanden sein wird.

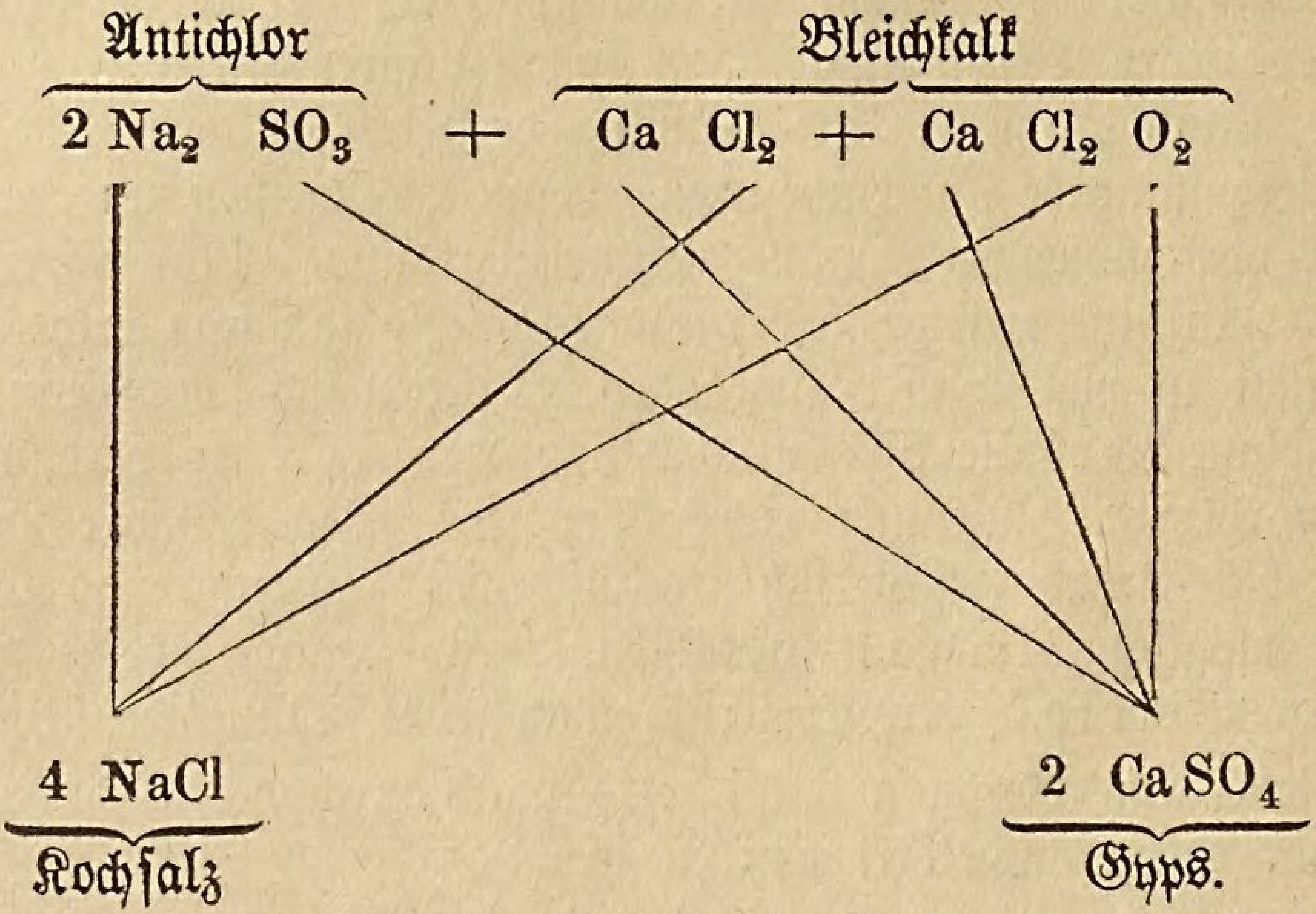
142. Fortsetzung: Antichlor; schweflige Säure.

Die beiden Mdgl. aus Nr. 140, Tss., L., Zf., Braunspäne, Pbgl., W.

In dem ersten der beiden kleinen Gläser war Sodalösung, also Na_2CO_3 und Wasser; es kam hinzu SO_2, wodurch die Kohlensäure ausgetrieben wurde. Aus $Na_2CO_3 + SO_2$ bildete sich also Na_2SO_3, schwefligsaures Natron und Kohlensäure, CO_2. Das schwefligsaure Natron wird abgedampft und bleibt als ein weißes Salz zurück, das man unter dem Namen Antichlor im Handel hat; häufig ist letzteres jedoch auch unterschwefligsaures Natron, $Na_2S_2O_3$.

Es ist bereits in Nr. 68 und 107 der Chlorbleiche oder Schnellbleiche erwähnt wurden, die dadurch beschafft wird, daß man leinene und baumwollene Zeuge mit Chlorkalk behandelt. Um nun vorzubeugen, daß das im Zeuge etwa zurückbleibende Chlor dasselbe mürbe mache, hat man das Antichlor vorgeschlagen, durch welches das etwa noch vorhandene Chlor zur Bildung von Kochsalz verbraucht,

also unschädlich wird. Die Art dieser Umwandlung möge hier als Beispiel eines zusammengesetzteren Vorganges Platz finden:



Aus dem etwa im Zeuge zurückgebliebenen Bleichkalk und Antichlor bilden sich also Kochsalz und Gyps, die beide für die Zeuge völlig unschädlich sind. Es versteht sich von selbst, daß die Anwendung des Antichlor nur geschieht, nachdem schon eine sorgfältige Reinigung des Zeuges stattgefunden hat, also eben keine großen Mengen nöthig sind, sowie ferner, daß man das Antichlor entbehren kann, wenn die Entfernung des Chlor ohnehin vollständig geschehen ist.

In dem noch übrigen Medicingläschen, worin kaltes Wasser war, ist nun eine bedeutende Menge schwefliger Säure aufgelöst. In Nr. 54 haben wir dieselbe als Product der Schwefelverbrennung kennen gelernt, in Nr. 55 gesehen, wie dieselbe mit Hülfe von HNO_3 in H_2SO_4 verwandelt werden könne, hier haben wir wieder eine Rückverwandlung, Reduction der Schwefelsäure zu SO_2. — Auch in Wasser gelöst, bleicht die schweflige Säure ebensowohl, als im gasförmigen Zustande, s. Nr. 54. Man mache eine Abkochung von einigen Braun- oder Rothspänen in einem Probirglase und gieße von dem Inhalt des Glases etwas hinzu.

Anm. Bitte, hier aus Allgemeines II. das auf schwere Metalle Bezügliche, II. B., zur Klarheit zu bringen.

b. Edle Metalle.

24. Quecksilber (Hydrargyrum).*)

143. Quecksilber. Amalgam.

Quecksilber, Blattgold, Faden, Ftr., Tr., Mdgl., Nadel.

Das Quecksilber ist das einzige bei gewöhnlicher Temperatur flüssige Metall, das aber bei größerer Kälte (— 40° C.) fest, bei größerer Hitze (+ 360° C.) luftförmig ist, s. Allgem. I., und auch, wie das Wasser, schon bei gewöhnlicher Temperatur nicht unerheblich verdunstet. Quecksilber sowohl wie Quecksilberdampf ist Gift, ebenso alle Quecksilberverbindungen.

Man befestige unten an den Kork eines Quecksilbergefäßes ein Stückchen ächtes Blattgold, das man leicht beim Buchbinder bekommt, und lasse es einige Tage über dem Quecksilber hängen. Es wird weiß werden, weil der Quecksilberdampf sich damit verbindet und Gold in Quecksilber löslich ist. Wegen dieser Verdunstung muß man Quecksilber, das im Zimmer verschüttet worden ist, so genau als möglich aufsammeln; hat es sich in Spalten verlaufen, so fülle man zerkleinertes Blei oder Zinn, z. B. feinen Schrot, zerschnittene Zinnfolie, nach; mit ihnen, sowie mit andern Metallen verbindet sich das Quecksilber zu einer Legirung, die man Amalgam nennt. Ob diese Amalgame fest, oder breiartig, oder flüssig sind, hängt von dem Mischungsverhältniß der betr. Metalle ab.

Das Quecksilber überzieht sich gewöhnlich mit einer Haut, die wenig oder keinen Glanz hat. Sie entsteht aber nur, wenn unedle Metalle im Quecksilber aufgelöst sind, also damit ein Amalgam bilden, was sehr häufig beim käuflichen Quecksilber der Fall ist, z. B. Blei, Zink, Wismuth 2c.; diese oxydiren dann an der Luft, das Quecksilber selbst nicht, weshalb es gerade zu den edlen Metallen gehört. Ist eine solche Haut darüber, so lege man ein Filtrum wie gewöhnlich zusammen, gieße das Quecksilber darauf und steche mit einer großen Nadel ein Loch durch die untere Spitze von der Größe, daß das Quecksilber durchfließt, wobei die Haut auf dem Filtrum zurückbleibt; besonders, wenn es naß ist.

---

*) Gr. Hydor = Wasser und Argyron = Silber.

144. Oxydation des Quecksilbers.

Quecksilber, Tss., W., Wg., Salpetersäure, Teller.

Während manche unedle Metalle nur gar zu leicht oxydiren, setzen die edlen Metalle wegen ihrer geringen Verwandtschaft zum Sauerstoff der Oxydation Schwierigkeit entgegen. Hier leistet die Salpetersäure treffliche Dienste, da sie einerseits eine starke Säure, andererseits aber auch stets bereit ist, den Körper, mit dem sie sich verbinden will, mit Sauerstoff zu versorgen.

Man übergieße 16 g Quecksilber in einer Untertasse mit 8 g Wasser und 8 g Salpetersäure, decke das Gefäß zu und stelle es einen Tag kalt hin. Die weißen Krystalle, welche sich bilden, sind salpetersaures Quecksilberoxydul, $HgNO_3$. In der Kälte kann das Quecksilber nur 1 H aus der Salpetersäure verdrängen um sich an dessen Stelle zu setzen; es erscheint also einwerthig. $3\,Hg + 4\,HNO_3 = 3\,HgNO_3 + 2\,H_2O + NO$.

Warum auf 16 g Hg 8 g HNO_3? Man wird die Salpetersäure schwerlich concentrirter haben, als die Formel $2\,HNO_3 + H_2O$ andeutet. Man mache nun, ähnlich wie in Nr. 141, die Berechnung nach den Verb.-Gew. (3 Hg auf $4\,HNO_3$ = 600 Verb.-Gew. Hg auf $4\,HNO_3$ d. h. $2\,(2\,HNO_3 + H_2O)$ = 288 Salpetersäure); es sind also 8 g Salpetersäure für 16 g Quecksilber hinreichend. Jedenfalls darf nicht alles Quecksilber aufgelöst werden.

145. Quecksilberoxydul.

Vorige Tss., kl. Mdgl., W., Pfr., Salpetersäure, Kalilauge, Tr., Ftr., Mdgl.

Man übergieße ein wenig von dem gebildeten salpetersauren Quecksilberoxydul in einem kleinen Glase mit Wasser, setze einen Pfropfen darauf und schüttele eine Zeitlang. Die Krystalle lösen sich zwar auf, aber die Lösung wird trübe. Das Salz läßt nämlich einen Theil der Säure fahren, wird basisch, s. Nr. 139, und dadurch unlöslich. Setzt man der Auflösung einige Tropfen Salpetersäure zu, so wird sie wieder klar; das Salz nimmt wieder die vorige Menge Säure auf, wird neutral und dadurch wieder löslich.

Bietet man aber der Säure eine bedeutend stärkere Basis, als das Quecksilber ist, so wird letzteres als Oxydul ausgeschieden. Man tröpfele ein wenig Aetzkalilösung hinein, so bildet sich salpetersaures Kali, KNO_3, und Quecksilberoxydul, Hg_2O, fällt als schwarzer Niederschlag zu Boden, den man auf einem Filtrum sammeln und auswaschen (mehrmals mit Wasser übergießen ist hier genug) kann. An einem dunkeln Ort, oder in einem schwarzen Glase hält sich das Quecksilberoxydul, im Lichte giebt die eine Hälfte der andern ihren

Sauerstoff, man bekommt also eine Mischung von Quecksilber und Quecksilberoxyd. $Hg_2O = HgO + Hg$.

146. Zersetzung des salpetersauren Quecksilbers durch Metalle.

Tss. von Nr. 144, Kupfer, W., Lappen, Messing, Gänsefeder.

Ein wenig von dem salpetersauren Quecksilberoxydul lege man auf eine Kupfermünze, füge einen Tropfen Wasser hinzu und reibe es mit einem Lappen ein. Die Kupfermünze bekommt ein silberartiges Ansehen, weil Kupfer als weniger edles Metall das Quecksilber aus der Verbindung verdrängt und selbst dafür eintritt. Das Quecksilber amalgamirt sich mit dem zurückbleibendem Kupfer und ertheilt demselben so lange, bis es theils sich weiter in demselben verbreitet, theils verdunstet, eine weiße Farbe.

Ferner löse man von dem $HgNO_3$ noch ein wenig in möglichst wenig Wasser auf und ziehe mit der Auflösung, wie mit Dinte, eine derbe Linie über ein Messingblech. Später biege man das Messingblech in der Richtung dieser Linie; es wird brechen, wenn es nicht zu dick ist. Das Quecksilber hat nämlich wieder in derselben Weise, wie eben vorher, seine Verbindung verlassen und ist in das Messing eingedrungen, wodurch die Stelle brüchig geworden ist.

147. Quecksilberchlorür (Calomel).

Tss. von Nr. 144, W., Salzsäure, Glasstab, Tr., Ftr., Mdgl., Pbp., Pbgl.

Den Rest von $HgNO_3$ löse man in einem Probirglase auf und gieße einige Tropfen Salzsäure, HCl, hinein. Aus $HgNO_3 + HCl$ wird dann HgCl, Quecksilberchlorür, Calomel, und HNO_3. Das Calomel ist ein in Wasser unlöslicher Körper, der seiner Schwere wegen sehr bald zu Boden sinkt. Es ist ein Gift, das aber in sehr kleinen Gaben häufig in der Medicin gebraucht wird. Will man sich die Mühe geben, die Salzsäure durch Uebertragung vermittelst einer Glasröhre gerade so lange zuzusetzen, als eine Trübung erfolgt, so daß alles Quecksilber mit Chlor verbunden ist, so ist das Flüssige im Probirgläschen nach Obigem Salpetersäure und Wasser, und alles Calomel ist ausgeschieden. Für den Zweck einer so genauen Mischung würde man sich vorher etwas von der Lösung des $HgNO_3$ zurückbehalten, um nach Umständen bald von dieser, bald von der Salzsäure in kleinsten Mengen, vermittelst eines eingetunkten Glasstabes, hinzufügen zu können, bis man seiner Sache gewiß wäre, was man an der entstehenden Trübung beurtheilen könnte. Wäre es dagegen bloß um die vollständige Abscheidung des Calomels zu thun,

so könnte man gerne etwas überschüssige Salzsäure hinzufügen, dann filtriren und gehörig waschen oder aussüßen. Ob alle Säure aus dem Calomel entfernt ist, erkennt man dann an dem durchgelaufenen Wasser durch Probirpapier.

Statt durch Salzsäure könnte man das Calomel auch durch Kochsalzlösung ausscheiden, $HgNO_3 + NaCl = HgCl + NaNO_3$, es würde also salpetersaures Natron, Natronsalpeter, in der Flüssigkeit zurückbleiben.

148. Salpetersaures Quecksilberoxyd. Quecksilberoxyd. Quecksilberchlorid. Knallquecksilber.

Quecksilber, Kchsl., L., Rhalter, Salpeters., Pbgl.

Löst man Quecksilber durch Salpetersäure in der Wärme auf und erhitzt es allmählich bis zum Kochen, so ist das Quecksilber im Stande für 2 H einzutreten, tritt also zweiwerthig auf, und es entsteht $Hg\ 2\ NO_3$, salpetersaures Quecksilberoxyd. Dampft man es bei mäßiger Erhitzung so lange ab, daß keine Dämpfe mehr entweichen, so wird die Salpetersäure verflüchtigt, man behält einen dunklen Körper nach, der beim Erkalten roth wird, und den wir schon aus Nr. 28 kennen, HgO, Quecksilberoxyd, der, wie dort gezeigt wurde, bei größerer Hitze sich in Quecksilber und Sauerstoff zerlegt. Auch kann man das HgO durch starke Basen, Aetzkali oder Aetznatron, aus dem Salze abscheiden, in welchem Falle es ein gelbes Pulver ist, das erst nach und nach am Lichte dunkler wird.

Durch Erwärmung von Quecksilberoxyd mit Salzsäure, gewöhnlich aber durch Sublimation von $HgSO_4$ und $2\ NaCl$ bekommt man das Quecksilberchlorid, auch Aetzsublimat genannt, eines der stärksten Gifte, $HgCl_2$; denn es geben: $HgSO_4 + 2\ NaCl = HgCl_2 + Na_2SO_4$.

Es ist also zu unterscheiden zwischen Chlorür und Chlorid, Cyanür und Cyanid, s. Nr. 125, Sulphür und Sulphid, ebenso wie Oxydul und Oxyd, Nr. 26. Die erstgenannten zeigen eine niedere Verbindungsstufe an, enthalten also weniger Chlor, Cyan, Schwefel, Sauerstoff als die letzteren, und Chlor, Cyan, Schwefel haben in ihren Verbindungen zum Theil große Aehnlichkeit mit Sauerstoff.

Aus knallsaurem Quecksilberoxyd, $HgC_2N_2O_2$, besteht das sogenannte Knallquecksilber, das in Verbindung mit Salpeter und Schwefel, angerührt mit einer Weingeistlösung von Benzoëharz, die Füllung der Zündhütchen ausmacht. Mit einem Pfunde dieser Masse versieht man 20—30 Tausend Zündhütchen.

149. Zinnober.

Zinnober, Kohle, L., Löthrohr.

Der Zinnober ist Quecksilbersulphid, Schwefelquecksilber, HgS. Er wird als Mineral gefunden und auch künstlich auf verschiedene Weise erzeugt. Seines hohen Preises wegen wird er oft mit der wohlfeilen Mennige, s. Nr. 136, vermischt. Wenn man bedenkt, daß die Bestandtheile des Zinnobers in der Hitze flüchtig sind, die der Mennige aber nicht, so wird man sich gegen einen solchen Betrug leicht schützen können.

Man lege von dem gekauften Zinnober ein kleines Häufchen etwas angefeuchtet auf eine Kohle, und fange allmählich an, mit dem Löthrohr zu erhitzen. (Quecksilberdampf ist sehr schädlich.) Der Zinnober wird dadurch zersetzt, aus $HgS + 2\,O$ wird $Hg + SO_2$, d. h. das Quecksilber verdampft, der Schwefel verbrennt. Wird nun auf diese Weise Alles verflüchtigt, so ist der Zinnober rein, behält man aber einen Rückstand, so richte man die Reductionsflamme, s. Nr. 135, darauf, man wird dann wahrscheinlich Bleikörnchen erhalten, und dann war HgS mit $Pb_3\,O_4$ vermischt.

Der Zinnober, HgS, Quecksilbersulphid, ist das gewöhnlichste Quecksilbererz. Früher wurde das Quecksilber fast nur in den Bergwerken von Almaden in Spanien und von Idria in Krain gewonnen, jetzt auch in Californien und Peru. Das Erz wird im Flammenfeuer unter reichlichem Luftzutritt erhitzt, wobei der Schwefel zu schwefliger Säure verbrennt und das Quecksilber dampfförmig wird. Man leitet dann beide Gase durch eine Reihe auf- und absteigender Canäle (Idria) oder durch viele bauchige Thonröhren, deren dünneres Ende immer in das weitere Ende der nächsten Röhre gesteckt wird (Almaden), bis das Quecksilber so abgekühlt ist, daß es sich flüssig niederschlägt und in einen gemeinsamen Behälter abfließt, während SO_2 am Ende der Canäle entweicht.

---

25. Silber (Argentum).

150. Auflösung des Silbers.

Silber, Salpetersäure, Mdgl.

Auch für das Silber ist die Salpetersäure das Hauptauflösungsmittel.

Man übergieße ein Stück Silber oder eine Silbermünze, natürlich wohl gereinigt, mit Salpetersäure; die Säure scheint das Silber

nicht anzugreifen. Man erwärme das Glas mit der Hand und die Entwickelung beginnt. Am Silber entsteht eine Menge Bläschen, und dasselbe wird nach und nach aufgelöst. Die Erscheinung stimmt dem Anschein nach mit Nr. 33, 120 und 131, wo verdünnte Schwefelsäure auf Eisen oder Zink gegossen wurde, überein, aber da wurde die verdünnte Säure zerlegt, wobei Wasserstoff frei wurde; hier dagegen wird ein Theil der Salpetersäure zerlegt, damit diese den Sauerstoff zur Oxydation hergebe. In Nr. 33, 120 und 131 war das aufsteigende Gas also brennbar, hier ist es Stickstoffoxyd, NO, das sich an der Luft unangezündet durch Aufnahme von O in Untersalpetersäure, NO_2, verwandelt, freilich auch eine Verbrennung, aber im weiteren Sinne. Auch unterscheidet der Geruch in beiden Fällen leicht die Gase. Dagegen ist dieser Vorgang dem in Nr. 140 ganz analog, nur daß ein Theil der Schwefelsäure den Sauerstoff abgab und dadurch zu SO_2 wurde, während hier HNO_3 Sauerstoff abgiebt und zu NO wird. Es gehört gerade mit zum Charakter der edlen Metalle, denen sich in dieser Hinsicht auch Blei, Wismuth und Kupfer anschließen, daß sie erst von concentrirten (starken) Säuren aufgelöst werden.

Die Lösung ist blau. Da nämlich fast alles Silber mit Kupfer legirt ist, so hat sich Ag und Cu mit HNO_3 zu $Ag\ NO_3$ und $Cu2NO_3$, salpetersaurem Silberoxyd und salpetersaurem Kupferoxyd, vereinigt; letzteres giebt der Lösung die blaue Farbe.

151. Abscheidung des reinen Silbers.

Voriges, Kupfer, Tr., Ftr., 2 Mdgl., Ammoniak.

Hat man das Gefäß so lange hingestellt, bis das Silber ganz aufgelöst ist, nöthigenfalls noch etwas Säure hinzugethan, so kommt es darauf an, das Silber vom Kupfer zu trennen. Da das Silber als edles Metall von dem weniger edlen Kupfer aus seinen Verbindungen ausgeschieden wird, so bringt man reines Kupferblech in die Lösung. Dasselbe wird nicht bloß den etwaigen Ueberschuß der Salpetersäure verbrauchen, sondern auch in dem salpetersauren Silber für das Silber eintreten, so daß dasselbe sich metallisch ausscheidet. Um die feinen Silberblättchen ganz zu reinigen, hebt man das überschüssige Kupfer heraus, filtrirt die Kupferlösung ab, übergießt das Silber mit Ammoniak und stellt es wohl verpfropft etwa einen Tag warm hin. Ist das Ammoniak bläulich geworden, so muß so oft frisches darauf, bis das nicht mehr der Fall ist. Es ist dies also ein Waschen mit Ammoniak, einer Basis, um alle Säure und Kupferlösung zu entfernen. Darauf wird das reine Silber getrocknet. Man nennt diesen Vorgang eine Reduction auf nassem Wege.

Insofern die Chemie den Zweck verfolgt, zusammengesetzte Körper zu zerlegen, um die Bestandtheile derselben zu erfahren, heißt sie analytische Chemie. Will die Analyse bloß die Art der Bestandtheile ermitteln, so heißt sie qualitative; will sie aber auch die Menge jedes Bestandtheiles feststellen, so heißt sie quantitative Analyse.

152. Salpetersaures Silberoxyd. Höllenstein.

Voriges, Salpetersäure, Mdgl., Gänsekiel, Papier, Tss., L., 3f.

Man löse nun das reine Silber mit möglichst wenig Salpetersäure (man kann eine Kleinigkeit Silber ungelöst lassen) auf die in Nr. 150 angegebene Weise wieder auf, und bekommt dann eine Lösung von reinem salpetersauren Silberoxyd, $AgNO_3$. Man mache mit der Lösung vermittelst einer vorgeschnittenen Gänsefeder einen feinen Strich auf einem organischen Stoffe, Leinen, Papier oder auf der Hand, wenn man sie dazu hergeben will. Die Stelle wird bald braun und nach einigen Tagen schwarz. An der Haut verliert die Schwärze, wenn man nicht etwa das sehr giftige Cyankalium zur Auflösung anwenden will, sich erst nach einigen Wochen, während welcher Zeit die Epidermis (Oberhaut) sich erneuert. Auf Leinen und Papier wird man sie nach einiger Zeit sehr aufgelaufen finden. Die Schwärzung rührt davon her, daß das Silber in fein vertheiltem Zustande (daher schwarz) von den organischen Körpern aus seiner Verbindung ausgeschieden wird.

Dampft man die Lösung ab, so gewinnt man das $AgNO_3$ als weißes Salz in klaren Krystallen, die man in einem verschlossenen Glase aufbewahren kann. Schmilzt man diese, so hat man den sogenannten Höllenstein, mit dem man wildes Fleisch wegbeizt, Haare, Knochen &c. schwarz färbt, Namen auf Wäsche schreibt*) &c. Auch nennt man die Lösung von $AgNO_3$ Höllensteinlösung.

153. Chlorsilber.

Glas, W., salpeters. Silberoxyd, Kochsalz.

Man thue einen Tropfen der Lösung in ein Glas voll Wasser. Ist es destillirtes oder reinlich gesammeltes Regenwasser, so muß es klar bleiben, s. Nr. 14. Man löse ein Körnchen Kochsalz darin auf,

*) Man löst ein wenig kohlens. Natron in starkem Gummiwasser auf, setzt auch der Lösung von salpeters. Silberoxyd ein wenig Gummi zu. Mit ersterem bestreicht man die Wäsche, trocknet und glättet die Stelle; mit letzterem schreibt man, legt dann die Schrift an die Sonne. Das ausgeschiedene Silber ist die schwarze Farbe, die sich in Wäsche und Bleiche hält.

sofort erscheint eine weißliche Trübung, indem das Silber mit Cl eine unlösliche Verbindung eingeht. Aus $AgNO_3 + NaCl$ wird $AgCl + NaNO_3$. AgCl wird Chlorsilber, auch Hornsilber genannt. Dieselbe Trübung erfolgt natürlich auch durch einen Tropfen Salzsäure; aus $AgNO_3 + HCl$ wird $AgCl + HNO_3$. Sehr oft enthält das Brunnenwasser kleine Mengen von Kochsalz, was man auf diese Weise leicht erkennen kann. Das salpetersaure Silberoxyd ist also ein vorzügliches Reagens auf alle Verbindungen des Chlors mit Metallen, weshalb man eine Kleinigkeit davon vorräthig hält. Sollte man nichts mehr davon vorräthig haben, so löse man irgend ein kleines Silberstück nach Nr. 150 auf; die Lösung kann auch, unbeschadet des Kupfergehalts, als Reagens auf Chlor und alle in Wasser löslichen Chlormetalle dienen. Unlöslich sind nur AgCl, $PbCl_2$ und HgCl, s. Nr. 147.

Umgekehrt ist aber auch Salzsäure oder Kochsalzlösung ein Reagens auf Silber in Lösungen, und man kann dadurch auch annähernd den Silbergehalt eines Metalles bestimmen, daß man, wie in folgender Nummer gezeigt werden soll, das Silber durch Kochsalzlösung in Chlorsilber verwandelt. Dasselbe ist in Wasser unlöslich, sinkt zu Boden, wird gewogen und dann daraus die Menge des Silbers berechnet. Setzt man überschüssig NaCl hinzu, so wird etwas AgCl wieder gelöst.

Viel genauer aber wird das Resultat, wenn man eine gewogene Menge Kochsalz in einer gemessenen Menge Wasser gelöst hat, und dann untersucht, wie viel von diesem Wasser man braucht, um alles Silber als Chlorsilber aus einem bestimmten Theil der Lösung niederzuschlagen, wobei alles Filtriren wegfällig wird. Aus der Menge des verbrauchten Salzwassers wird dann die Menge des niedergeschlagenen Silbers berechnet. Diese durch viele Vorsichtsmaßregeln ausgebildete Untersuchung des Silbergehalts einer Legirung nennt man die Silberprobe auf nassem Wege und ist in Münzanstalten und bei Silberarbeitern die gewöhnlichste.

154. Eine Silberprobe.

Silber, 2 Mdgl., Salpeters., W., Pbgl., Pbp., Salzsäure, Schwefelwasserstoffwasser, Tss., L., Zf., Wg.

Da es viele Vorsicht und Genauigkeit erfordert, eine Salzlösung für diesen Zweck zu machen und zu handhaben, so ist es für den Anfang gerathener, den Silbergehalt durch Abwägung des Chlorsilbers zu bestimmen.

Man reinige und wäge ein kleines Silberstück genau und löse es dann in Salpetersäure auf, verdünne die Auflösung mit etwas

destill. Wasser und decantire die Silberlösung in ein Medicinglas nach Nr. 2 so, daß durchaus kein Bodensatz mit übergeht. Den wahrscheinlichen Bodensatz verdünne man wieder, decantire und gieße die Flüssigkeit zu der ersten. Man übergieße den Rückstand nochmals, decantire und prüfe das Abgegossene durch einen Tropfen Salzlösung, ob noch Silber darin ist; so lange das der Fall ist, gießt man es zu dem bereits Decantirten hinzu, das freilich auch dadurch getrübt wird, aber durch Absetzen sich bald wieder klärt. Daß die Lösung von dem mitgelösten Kupfer blau ist, kommt hier nicht in Betracht, da das Kochsalz kein Kupfer niederschlägt.

Man gießt nun zu der abgegossenen Flüssigkeit, die sämmtliches Silber enthält, ein wenig Kochsalzlösung, schüttelt das Gefäß und wartet den Niederschlag ab. Ist die Flüssigkeit oben klar, so fügt man noch ein paar Tropfen Salzlösung hinzu. Wenn diese endlich die klare Flüssigkeit nicht mehr trüben, so ist alles Silber in Chlorsilber verwandelt.

Nachdem das Silber als AgCl gefällt ist, kann die Lösung nur salpetersaures Kupferoxyd und vielleicht überschüssige, d. h. freie Salpetersäure enthalten. Man decantire sie ab, wasche nun das AgCl und decantire, bis das Waschwasser rein ist. Man prüft es auf freie Säure mit blauem Probirpapier, auf salpeters. Kupferoxyd kann man das Abgegossene durch einige Tropfen Schwefelwasserstoffwasser untersuchen, dessen Schwefel sogleich mit dem Kupfer eine dunkle Trübung verursachen würde, indem sich CuS bildet.

Man schütte und spüle dann das durch Waschen gereinigte Chlorsilber in eine Untertasse, decantire das Spülwasser ab und dampfe den Rest des Wassers möglichst gelinde ab. Das Chlorsilber wird nun sorgfältig gesammelt und gewogen. Gesetzt, das Silberstück hätte 1 g (ungef. das Gewicht eines 20-Pfennigstücks) gewogen, und man hätte davon 1,16 g Chlorsilber bekommen, so würde die Berechnung des reinen Silbers sich so stellen: Die Verb.-Gew. sind Ag = 108; Cl = 35,5; zus. 143,5. Also 1435 AgCl : 1080 Ag = 1,16 AgCl : 0,87 reines Silber. Wollte man das auf die Mark fein berechnen, so fände man in 1000 Th. der Legirung 870 Th. feines Silber.

In dem beschriebenen Verfahren ist das Decantiren statt des Filtrirens angewendet, theils weil hier eine bedeutende Verdünnung mit Wasser wenig schadet (etwa nur, daß die Trübung nicht so leicht wahrzunehmen ist), hauptsächlich aber, weil das Filtrum Theile des zu filtrirenden Körpers einschluckt, die durch Nachspülen mit Wasser nicht völlig herauszubringen sind, theils auch, weil schließlich das Filtrum die darauf zurückgebliebene Masse nicht völlig wieder losläßt und auf diese Art kleine Fehler entstehen. Diese kann man

auch vermeiden, wenn man das getrocknete Filter vorher wägt, darauf nach dem Versuche Filter und Substanz ebenfalls getrocknet.

155. Einfluß des Lichts auf Chlorsilber. Reduction. Schwefelsilber.

Silber, Tr., 2 Ftr., 2 Mdgl., NaCl, Pfr., Papier, Silberlösung, Salpetersäure, Salzsäure, Schwefelwasserstoffwasser, St., W., Weinstein, Sand.

Das Chlorsilber ist, ehe das Licht darauf eingewirkt hat, weiß. Bei dem sorgfältigen Versuch in vor. Nr. wird es wohl schon ziemlich dunkel geworden sein und auch darin liegt ein Fehler dieser Methode. Das Dunkelwerden rührt nämlich daher, daß das Licht im Stande ist, die Verbindung AgCl zu trennen. Die Hälfte des Chlor entweicht und das zurückbleibende Silberchlorür, Ag_2Cl ist schwarz. Noch schneller geschieht eine ähnliche Zersetzung, wenn das Silber mit den dem Chlor nahestehenden Elementen Jod oder Brom verbunden ist, worauf die Photographie beruht. Wie schnell das Licht auf Bromsilber wirkt, weiß Jeder, der sich hat photographiren lassen.

Man löse nochmals ein kleines Silberstück in Salpetersäure, filtrire, behalte einen kleinen Theil der Lösung für den letzten Versuch dieser Nr. zurück, gieße Salzwasser zu dem Uebrigen, filtrire nochmals, hebe den größten Theil des Chlorsilbers für den nächstletzten Versuch dieser Nummer auf und lege das Filtrum mit dem darauf zurückbleibenden Chlorsilber, nachdem es im Dunkeln getrocknet ist, so in ein Buch, daß die Hälfte heraussteckt und dem Lichte ausgesetzt ist. Dieser Theil wird bald violett und endlich schwarz werden. Bei der Photographie werden die negativen Bilder durch Jod- oder Bromsilber hervorgebracht, die positiven aber, bei denen man sich mehr Zeit lassen kann, nachher hauptsächlich durch Chlorsilber.

Will man aus dem Chlorsilber das Silber metallisch ausscheiden, so wirft man eine wohlzermalmte Mischung von 100 Th. Chlorsilber, 70 Th. Kreide und 5 Th. Kohle in kleinen Portionen in einen rothglühenden hessischen Tiegel. Aus $2\,AgCl + CaCO_3 + C$ wird $CaCl_2 + CO_2 + CO + 2\,Ag$. Dies ist also, wie in Nr. 135, eine Reduction auf trockenem Wege. S. Nr. 151.

Eine Reduction auf nassem Wege gelingt auf folgende einfache Weise: Man reinige eine Kupfermünze mit Salzsäure nach Nr. 73 und verreibe darnach noch etwas Weinstein mit nassen Fingern auf der Münze, spüle und trockne sie ab, lege dann ein wenig von dem aufbewahrten Chlorsilber auf die Münze und verreibe es mit dem dünnen Ende eines sehr kleinen weichen Korkpfropfens mit so wenig Feuchtigkeit, als durch Anhauchen entsteht.

Die Münze bekommt dadurch einigermaßen Silberfarbe, das Cl verläßt das Ag und verbindet sich mit dem Kupfer zu $CuCl_2$, das aber den dünnen Silberüberzug bläulich macht. Man entferne das $CuCl_2$ dadurch, daß man Weinstein $KHC_4H_4O_6$ mit einem nassen Finger darauf verreibt, worauf man die Fläche mit einem nassen in Sand getauchten Finger gelinde scheuert, wodurch das Silber glänzend wird. — Man wiederhole die Procedur einige Male, so wird das Kupfer gedeckt, die Fläche versilbert sein. — 1 Th. Chlorsilber, 2 Th. Pottasche, 1 Th. Kochsalz, $^2/_3$ Th. Kreide fein zusammengerieben und mit einem feuchten Pfropfen auf Kupfer oder Messing verrieben, wird auch oft angewandt.

Man gieße etwas Schwefelwasserstoff zu einer Silberlösung; sie wird schwärzlich getrübt und es fällt Schwefelsilber zu Boden. Aus $2\,AgNO_3 + H_2S$ wird $Ag_2S + 2\,HNO_3$. Auch schweflige Dämpfe, z. B. aus Kloaken, Schwefelbädern, schlecht gereinigtem Leuchtgas &c. bewirken, daß das Silberzeug schwärzlich beschlägt, d. h. daß die Oberfläche in Schwefelsilber verwandelt wird. Man probire mit einem Tropfen Schwefelwasserstoffwasser auf einer blanken Silbermünze.

Das Silber, das weiß glänzendste aller Metalle, wird zum großen Theil aus silberhaltigem Bleiglanz dargestellt. Man reducirt denselben erst zu Blei, s. Nr. 138, oxydirt letzteres im Flammenofen unter Beihülfe starker Luftströme und läßt dann das Bleioxyd, so wie es sich gebildet hat, abfließen; das Silber bleibt in dem darunter befindlichen Blei und zuletzt auf dem Boden des Ofens (Treibherdes) als eine Silberplatte zurück. Das Bleioxyd wird dann als Bleiglätte in den Handel gebracht oder durch Schmelzen mit Kohle wieder zu Blei reducirt. Ein anderes sehr umständliches Verfahren, das Amalgamationsverfahren, besteht darin, daß man das sämmtliche Erz fein mahlt, durch Hinzufügung von Kochsalz und geröstetem Schwefelkupfer das Schwefelsilber in Chlorsilber, dann in Halbchlorsilber, dann, oft unter Beihülfe von Eisen, in Silber verwandelt, welches durch Quecksilber gelöst und als Quecksilberamalgam unter Ausrühren im Wasser durch die Schwere ausgeschieden wird. Man spart bei diesem Verfahren die Feuerung, was in hohen Gebirgsgegenden, z. B. in den Anden, wichtig ist. Vom Quecksilber muß es dann durch Hitze befreit werden, wobei das Quecksilber großentheils wieder aufgefangen werden kann, s. Nr. 149. Auch Kupfererze sind oft silberhaltig, außerdem findet das Silber sich mitunter gediegen und auch mit Gold legirt.

26. Gold (Aurum).

156. Gold. Goldprobe.

Kupfer, Feuerstein, Gold, Salpetersäure, St., W., L.

Das Gold hat noch weniger Neigung, sich zu verbinden, als Quecksilber und Silber, und selbst die Salpetersäure erweist sich daran als wirkungslos. Eben dadurch aber hat man ein Mittel, das Gold und das sich ähnlich verhaltende Platin von den vorgenannten Metallen zu unterscheiden.

Man nehme ein Stück Messing, Neusilber, Tomback, Bronce, s. Nr. 164, Legirungen, Kupfer oder sonst eines der vorbenannten Metalle und reibe an einem Probirstein (schwarzem Kieselschiefer) oder einem glatt gespaltenen Feuerstein einen deutlichen Strich ab; daneben reibe man einen eben solchen Strich mit einem goldenen Ringe oder Platin, und bringe einen Tropfen Salpetersäure auf beide. Man wird bald bemerken, daß der erstere Strich verschwindet, der letztere nur einige Einbuße erleidet. Man spüle nach einigen Minuten die Salpetersäure in Wasser ab, ohne zu reiben, und trockne den Stein. Bloß der Goldstrich wird noch vorhanden sein, und um so schwächer, jemehr Kupfer oder Silber im Ringe dem Golde beigemischt war. Wegen dieser Fähigkeit der verdünnten Salpetersäure, das Gold von andern Metallen zu scheiden, hat sie den Namen Scheidewasser bekommen.

157. Goldlösung. Platin.

Salzs., Salpeters., Wg., Blattgold, Mdgl.

Die Lösung des Goldes gelingt nur durch Königswasser, so genannt, weil Gold als der König der Metalle angesehen wurde. Man mische 15 g Salzsäure und 5 g Salpetersäure und übergieße damit ein Stückchen ächtes Blattgold (vom Buchbinder zu haben, das unächte ist dünngeschlagenes Tomback); es wird bald aufgelöst werden, wobei es sich in Goldchlorid, $AuCl_3$ verwandelt. Aus $3\ HCl + HNO_3$ wird $2\ H_2O + NO + 3\ Cl$. Wird in diese Mischung Gold, Au gebracht, so entsteht $Au + 3\ Cl = AuCl_3$, Goldchlorid, $3\ H_2O$, Wasser und NO, Stickstoffoxyd, das noch 1 O aus der Luft aufnimmt, dadurch zu NO_2, Untersalpetersäure wird, und als solche in braunrothen Dämpfen entweicht. Das Goldchlorid kann, was bei einer Kleinigkeit nicht der Mühe werth sein möchte, im Wasserbade ab-

gedampft werden. Im Lichte scheidet sich aber das Gold wieder aus, so auch durch andere Metalle (wie das Silber durch Kupfer in Nr. 151). Auch das Goldoxyd Au_2O_3, was aus $AuCl_3$ durch Kochen mit Soda erhalten werden kann (wie würde die Formel aussehen?), zerlegt sich am Sonnenlicht und in der Hitze. Goldlösung und Schwefelwasserstoff geben einen schwarzen Niederschlag von Schwefelgold, Au_2S_3.

Das Gold wird meistens gediegen im Quarz oder in den Trümmern desselben, im Quarzsand gefunden und nachdem man durch sogenanntes Waschen den meisten Sand davon weggespült hat, durch Quecksilber gelöst und abgeschieden. Fester Quarz muß zu dem Zwecke zermalmt werden. Californien, Australien, Südafrika sind reiche Fundstätten. Außerdem enthält das meiste Silber auch Gold, und wenn der Goldgehalt $^1/_{20}$ bis $^1/_{12}$ Procent beträgt, kann es sich schon lohnen, das Silber mit Salpetersäure aufzulösen, wobei das Gold ungelöst zurückbleibt. Das salpetersaure Silberoxyd wird dann wieder durch Kupfer reducirt.

Das Platin, das dem Golde so nahe steht, kann nur auf dieselbe Weise gelöst werden und ist in keinem Essefeuer schmelzbar, weshalb es zu Tiegeln, Gefäßen und Geräthen besonders für chemische Zwecke ausgezeichnet ist. Es findet sich ebenfalls gediegen im Sande, namentlich am Ural und in Südamerika, und stets in Begleitung von Osmium, Iridium, Palladium, Rhodium und Ruthenium, die ähnliche Eigenschaften haben. Doch sind ihre chemischen Eigenschaften soweit verschieden, daß eine Scheidung möglich ist. Das Platin ist der Menge nach durchaus vorwiegend.

---

c. Unedle Metalle, vorzugsweise Säuren bildend.

27. Chrom (Chromium).*)

158. Chromsaures Kali.

Dopp. chroms. Kali, W., Pbgl., L., Wg., Pottasche (Tss., 3f.), Salpetersäure.

Das weiße, harte Chrommetall verbrennt schon in der Rothglühhitze an freier Luft. Man kennt mit Sicherheit 3 Oxydationsstufen desselben. CrO, Chromoxydul, Cr_2O_3, Chromoxyd, CrO_3, Chrom-

*) Gr. chroma = Farbe.

säure (Chromsäure-Anhydrid), deren wichtigste CrO_3 ist. Die Existenz einer vierten, noch höheren Oxydationsstufe, der Ueberchromsäure, Cr_2O_7, ist noch nicht mit Bestimmtheit nachgewiesen.

Man löse etwa 25 cg doppelt chromsaures Kali, $K_2Cr_2O_7$ in einem Probirglase in Wasser auf, nöthigenfalls unter Erwärmung. Es löst sich in 10 Gew.-Th. kalten und in 1 Gew.-Th. warmen Wassers. Die Lösung hat, wenn sie nicht zu dünn ist, eine sehr schöne orangengelbe Farbe. Nun giebt es aber auch neutrales chromsaures Kali, K_2CrO_4. Frage, wie viel Aetzkali muß man zusetzen, um 25 cg darin zu verwandeln? Berechnung: Mol.-Gew. des $K_2Cr_2O_7 = 78 + 104 + 112 = 294$, wozu Aetzkali, $2\,KHO = 78 + 2 + 32 = 112$, damit $2\,K_2CrO_4 + H_2O$ entsteht. Wenn nun 294 Gew.-Th. saures chromsaures Kali 112 Gew.-Th. Kalihydrat erfordern, so kommen auf 25 cg des ersteren circa 9,5 cg Kalihydrat. Den hiebei stattfindenden Vorgang drückt folgende Formel aus: $K_2Cr_2O_7 + 2\,KHO = 2\,K_2CrO_4 + H_2O$. Hätte man aber Aetzkalilauge, so wäre eine Berechnung erst möglich, wenn die Stärke der Lauge bekannt wäre, gewöhnlich etwa 5mal so viel.

Man kann aber zur Verwandlung des $K_2Cr_2O_7$ in K_2CrO_4 eben so gut gereinigte Pottasche, K_2CO_3 nehmen; die Kohlensäure wird nämlich von der Chromsäure ausgetrieben. Wie viel braucht man: $K_2CO_3 = 78 + 12 + 48 = 138$, also zu den 25 cg $K_2Cr_2O_7 = 294$ fast die Hälfte, nämlich 12 cg.

Indem man das thut, verwandelt sich die Farbe der Lösung in eine blaßgelbe, dampft man sie ab, so erhält man ein gelbes Salz. Statt dessen setze man ein paar Tropfen Salpetersäure, HNO_3, Verb.-Gew. = 63, die aber gewöhnlich mehr Wasser enthält, hinzu, bis es fast die vorige Farbe wieder angenommen hat. Die Hälfte des Kalium wird dann mit der Salpetersäure zu Salpeter, KNO_3, die neben dem $K_2Cr_2O_7$ in der Lösung ist, aber das Wiederhervortreten der Orangefarbe nicht hindert. Will man es jetzt möglichst langsam krystallisiren lassen, so kann man die Salpeterkrystalle von den Krystallen des dopp. chroms. Kali unterscheiden, da jedes für sich krystallisirt. — Das Fehlen des H in dem sauren (vgl. Allgem. V, 5, a) chromsauren Salze ist auf verschiedene Weise versucht worden. Am bequemsten ist die Annahme, daß der nicht durch die Basis ersetzte Wasserstoff in Verbindung mit Sauerstoff als Wasser weggegangen ist, so daß mit dem neutralen Salze noch das Chromsäureanhydrid verbunden geblieben ist. — Aehnlich müßte dann auch die Formel für Borax, $Na_2B_4O_7$, aufgefaßt werden.

159. Chromsaures Bleioxyd (Chromgelb).

Dopp. chroms. Kali, 2 Pbgl., W., Wg., Bleizucker, Tff., Mdgl., Ftr., Zf., Pottasche, L.

Man löse wieder etwa 25 cg $K_2Cr_2O_7$ in einem Probirglase in 250 cg Wasser auf, d. h. nicht mehr Wasser, als in der Kälte nöthig ist, um es in Chromgelb, $PbCrO_4$ zu verwandeln. Da Pb an sich das K nicht aus der Verbindung austreiben kann, so wird es nöthig sein, das K durch eine andere Säure zu fesseln, damit es dem Blei seinen Platz einräume. Sehr passend für diesen Zweck ist das essigsaure Bleioxyd, Bleizucker, $Pb\ 2\ (C_2H_3O)\ O_2 + 3\ H_2O$. Durch Austausch der Metalle bekommt man dann chromsaures Bleioxyd und essigsaures Kali. Wie viel essigsaures Bleioxyd muß man auf 45 cg dopp. chroms. Kali nehmen? Das Verb.-Gew. von $K_2Cr_2O_7 = 294$ und von $Pb\ 2\ (C_2H_3O)O_2 + 3\ H_2O = 379$. Da aber das Chromgelb nicht doppelt, sondern neutrales chromsaures Bleioxyd ist, so muß man zwei Verb.-Gew. Bleizucker nehmen, also auf 294 Gew.-Th. dopp. chroms. Kali 758 Gew.-Th. Bleizucker, oder auf 25 cg des ersteren fast 65 cg des letzteren, das so löslich ist, daß dazu nur 42 cg kaltes Wasser erforderlich sind, man kann indeß gern einiges mehr nehmen, aber nicht Brunnenwasser. Ist dennoch die Lösung des Bleizuckers trübe, s. Nr. 137, so löse man ein wenig mehr und filtrire.

Gießt man nun nach und nach die Bleizuckerlösung in die Lösung von dopp. chroms. Kali, so erfolgt schnell ein bedeutender, sehr schön gelber Niederschlag von $PbCrO_4$, während essigsaures Kali, $K(C_2H_3O)\ O$, nebst freiem Essig in Lösung bleibt. $K_2Cr_2O_7 + 2\,[Pb\ 2\,(C_2H_3O)\ O + 3\,H_2O] = 2\ PbCrO_4 + 2\,K\ (C_2H_3O)\ O + 2\ H\ (C_2H_3O)\ O + 5\ H_2O$. Ein Verb.-Gew. Essig ist also frei geworden, warum? Hat man ungefähr 65 cg Bleizucker zugesetzt, so warte man die Fällung ab und versuche tropfenweise, ob noch ein Niederschlag erfolgt. Wenn das nicht mehr der Fall ist, so ist alle Chromsäure ans Blei getreten und sinkt damit zu Boden. Das Klare (Lösung von essigsaurem Kali und freier Essig) wird abgegossen, mehrmals Wasser auf das Chromgelb gegossen, wieder abgegossen (gewaschen), zuletzt das Chromgelb in eine Untertasse gespült, und das Wasser theils decantirt, theils abgedampft.

Man hat nun Chromgelb, eine der schönsten gelben Malerfarben, die eine ungemein große Deckkraft hat, und theils durch Zusätze von Kreide, Gyps, Thon ꝛc. heller gemacht, theils durch Beimischung von Berlinerblau in Grün verwandelt wird und dann im Handel allerlei Namen führt: Kaisergelb, Königsgelb, grüner Zinnober ꝛc.

Man rühre eine Kleinigkeit davon mit Wasser an, setze ein wenig Pottasche hinzu und erhitze die Mischung in einem Probirglase. Die Farbe wird nun nicht, wie oben beim dopp. chromſ. Kali, heller, sondern dunkler. Man entzieht nämlich dem Blei etwas von der Chromsäure. Durch Zusammenschmelzen von Chromgelb und Salpeter kann ersterem die Hälfte der Säure entzogen werden, und man bekommt Chromroth, eine sehr schöne, dem Zinnober ähnliche Farbe.

160. Färben mit Chromgelb. Chromoxyd.

Dopp. chromſ. Kali, 2 Lappen, L., Bleizucker, W., 3 Tſſ., Kalkmilch, 3f., Pbgl., Schwefelsäure, Zucker, Rhalter.

Auch auf Zeugstoffen ist Chromgelb eine sehr schöne Farbe, aber das fertige Chromgelb ist dazu nicht zu gebrauchen, da es ein fester Körper ist; es muß in dem Garn oder Gewebe selbst erzeugt werden, s. Nr. 124. Man löse abermals ein wenig dopp. chromſ. Kali, tauche einen Lappen Kattun hinein, trockne ihn, tauche ihn in eine Bleizuckerlösung, trockne ihn wieder und spüle ihn aus. Oder will man die Farbe dunkler haben, so tauche man ihn schließlich einige Augenblicke in kochende Kalkmilch, Nr. 101, wodurch auch ein Theil der Chromsäure dem Blei entzogen wird, wie durch Kali oder Pottasche, Nr. 159.

Man übergieße nochmals etwa 25 cg dopp. chromſ. Kali in einem Probirglase mit etwas Wasser (einen kleinen Fingerbreit hoch) und löse es über der Spritlampe auf, setze einige Tropfen Schwefelsäure hinzu und lasse in die eben aufkochende Lösung nach Entfernung der Lampe ein kleines Krümchen (1/2 Erbse groß) Zucker fallen. Die Masse braust auf und wird dunkel, bei hinreichendem Zusatz (2—3 mal) schön grün. Die durch die Schwefelsäure freigemachte Chromsäure giebt an die organische Substanz (Zucker) den Sauerstoff energisch ab, so daß sie zu Chromoxyd, Cr_2O_3, reducirt wird und sich nun mit der freien Schwefelsäure zu Wasser und schwefelsaurem Chromoxyd umsetzt, welches letztere mit schwefelsaurem Kali zusammen ein Doppelsalz Chromalaun bildet, s. Nr. 115. Denn aus $K_2Cr_2O_7 + 4\ H_2SO_4$ entsteht K_2SO_4, $Cr_2\,3\,SO_4 + 4\ H_2O + 3\ O$. Wo bleibt nun aber 3 O, und was bewirkt der Zucker dabei? Zucker (Rohrzucker) ist $C_{12}H_{22}O_{11}$, die beiden letzten Bestandtheile könnten mit einander zu Wasser werden, wenn C entfernt wäre. Die Chromsäure aber giebt ihren Sauerstoff an C ab, um damit CO_2 zu bilden, wodurch das Aufbrausen entsteht. Thut man also nicht zu viel Zucker hinzu, so wird derselbe durch den aus der Chromsäure entweichenden

Sauerstoff in Kohlensäure und Wasser verwandelt, d. h. verbrannt, s. Nr. 23, und da erstere verfliegt, so ist im Glase nur eine Lösung von schwefels. Kali und schwefels. Chromoxyd in Wasser. Die entstehende grüne Farbe rührt von dem schwefels. Chromoxyd her.

---

28. Antimon (Stibium).

161. Antimon. Antimonoxyd. Antimonsäure. Schwefelantimon.

Antimon, Kohle, Löthr., L., Kapsel, Brechweinstein, Schwefelwasserstoffwasser, mehrere Pbgl. u. Kfl., W., Schwefelantimon, Schwefelblumen, Natron- oder Kalilauge, Tr., Ftr., Schwefelsäure.

Das Antimonmetall*), auch Spießglanzmetall genannt, ist bläulich weiß, im Bruch von krystallinischem Gefüge, ähnlich wie Zink und Wismuth, aber mehr blättrig als ersteres und nicht mit röthlichem Schein wie letzteres. Es ist spröde und läßt sich leicht zu Pulver zerreiben. In der Natur findet es sich nur selten gediegen, sondern meistens vererzt in Verbindung mit Schwefel als Grauspießglanzerz, Sb_2S_3, also (dreifach) Schwefelantimon, aus dem das Metall durch Rösten, s. Nr. 2, und Verbrennen des Schwefels an der Luft und dann folgendes Schmelzen des gebildeten Antimonoxyds mit Kohle (Reduciren) dargestellt wird. Das so erhaltene metallische Antimon ist aber meistens noch mit Arsen verunreinigt, wovon es, da mehrere Antimonpräparate arzneiliche Anwendung finden, s. unten, befreit werden muß, und zwar geschieht dies durch Schmelzen mit Salpeter, wodurch das Arsen oxydirt wird und als arsensaures Kali in die Schlacke übergeht. — Außerdem wird das Antimon vorzugsweise zur Darstellung der Buchdruckerlettern benutzt, die aus einer Legirung von $1/3$ — $1/4$ Th. Antimon mit $2/3$ resp. $3/4$ Th. Blei bestehen.

Man lege ein Stück Antimon, so groß wie eine kleine Erbse, auf eine Kohle in eine kleine Vertiefung und richte die Flamme des Löthrohrs darauf; es wird bald schmelzen und zu einer glänzenden Kugel gerinnen, während die Kohle sich mit einem weißblauen Ueber-

---

*) Das Antimon, und ebenfalls das Arsen, s. Nr. 162, wird von einigen Chemikern zu den Nichtmetallen gerechnet, da es in chemischer Hinsicht mit einigen derselben, namentlich dem Phosphor, sehr nahe übereinstimmt. Seine physikalischen Eigenschaften dagegen gebieten, es den Metallen zuzuzählen. Es geht hieraus hervor, daß sich überhaupt eine scharfe Grenze zwischen Nichtmetallen und Metallen nicht ziehen läßt.

zug, Beschlag, belegt. Man höre zu blasen auf, die Kugel aber fährt fort, einen weißen Dampf auszustoßen, der wie der Beschlag der Kohle aus Antimonoxyd, Sb_2O_3, besteht. Man beobachte nun die Kugel genau. So wie die Hitze soweit sinkt, daß sie nicht mehr im Stande ist, das Sb_2O_3 zu verflüchtigen, setzt dasselbe sich in weißen, nadelförmigen Krystallen auf der Kugel selbst an. Es ist interessant, die ersten sternförmig anschießenden Nadeln durch eine Loupe zu beobachten, die nachher oft die ganze Kugel bedecken. Es gelingt dieser hübsche Versuch aber nur, wenn das Antimon frei von anderen Metallen, also völlig rein ist.

Man setze eine runde Pappschachtel, wie man sie aus der Apotheke bekommt, wagerecht hin, bringe die Kugel, die inwendig noch Metall enthalten wird, mittelst des Löthrohrs abermals zum Schmelzen und lasse sie in diesem Zustand in die Kapsel fallen. Sie zertheilt sich wie Quecksilber, läuft auf dem Papier umher und die kleinen Kügelchen bezeichnen ihren Weg durch Oxyd und theilweises Anbrennen des Papiers. Will man die Kugel preisgeben, so lasse man sie auf ein eben ausgebreitetes Stück Papier fallen; sie zerspringt in viele Tröpfchen, welche nach allen Seiten hin entrinnen, ihren Weg durch dunkle mit Sb_2O_3 umgebene Flecke zeichnend.

Mit Salpetersäure gekocht, nimmt das Antimonoxyd noch mehr Sauerstoff auf und wird zu Antimonsäure, Sb_2O_5 (Antimonsäure-Anhydrid).

Man löse eine Federmesserspitze voll Brechweinstein — ein häufig angewandtes Brechmittel —, welches ein Doppelsalz des Antimons und Kaliums mit Weinsäure ist, in welcher die beiden radicalen H durch K und das einwerthige Radical SbO vertreten sind, nämlich $K(SbO)C_4H_4O_6$, in Wasser auf und versetze die Lösung mit etwas Schwefelwasserstoff-Wasser, s. Nr. 61. Sofort entsteht ein schön orangefarbener Niederschlag, der ebenfalls dreifach Schwefelantimon, Sb_2S_3, ist, indem sich der Schwefel des Schwefelwasserstoffs mit dem Antimon zu unlöslichem Sb_2S_3, der Wasserstoff desselben aber mit dem Sauerstoff des Antimonoxyds zu Wasser, H_2O, vereinigt, während neutrales weinsaures Kali, $K_2C_4H_4O_6$ in der Flüssigkeit aufgelöst bleibt.

Es giebt aber noch eine andere Verbindung des Antimons mit Schwefel, nämlich fünffach Schwefelantimon, Sb_2S_5, welches unter dem Namen Goldschwefel ein beliebtes Arzneimittel ist. Um denselben darzustellen, kocht man etwas Schwefelantimon, Sb_2S_3, mit Schwefelblumen und überschüssiger Natron- oder Kalilauge einige Zeit hindurch. Es bildet sich hierbei ein Doppelsalz von fünffach Schwefelantimon, Sb_2S_5, mit (bei Anwendung von Natronlauge) Schwefelnatrium, Na_2S, das sog. Schlippe'sche Salz, welches in der Flüssig-

keit gelöst bleibt. Filtrirt man jetzt möglichst schnell und gießt das Filtrat tropfenweise in verdünnte Schwefelsäure, H_2SO_4, so entsteht ein pomeranzengelber Niederschlag von fünffach Schwefelantimon, Goldschwefel, Sb_2S_5, während gleichzeitig Schwefelwasserstoff, H_2S gasförmig entweicht. Der hierbei stattfindende chemische Vorgang wird durch folgende Formel veranschaulicht:

$$\overbrace{3Na_2S,Sb_2S_5+18H_2O}^{\text{Schlippe'sches Salz}} + \overbrace{3\,H_2SO_4}^{\text{Schwefelsäure}} = \overbrace{Sb_2S_5}^{\text{Goldschwefel}} + \overbrace{3\,H_2S}^{\text{Schwefelwasserstoff}}$$

$$\overbrace{3\,Na_2SO_4}^{\text{schwefels. Natron}} + \overbrace{18\,H_2O}^{\text{Wasser}}.$$

---

29. *Arsen* (Arsenium).

162. Schweinfurter Grün.

Kfl., Zink, Schwefelsäure, W., Pfr. m. Glr. (s. Fig.), Scherben, Schweinfurter Grün.

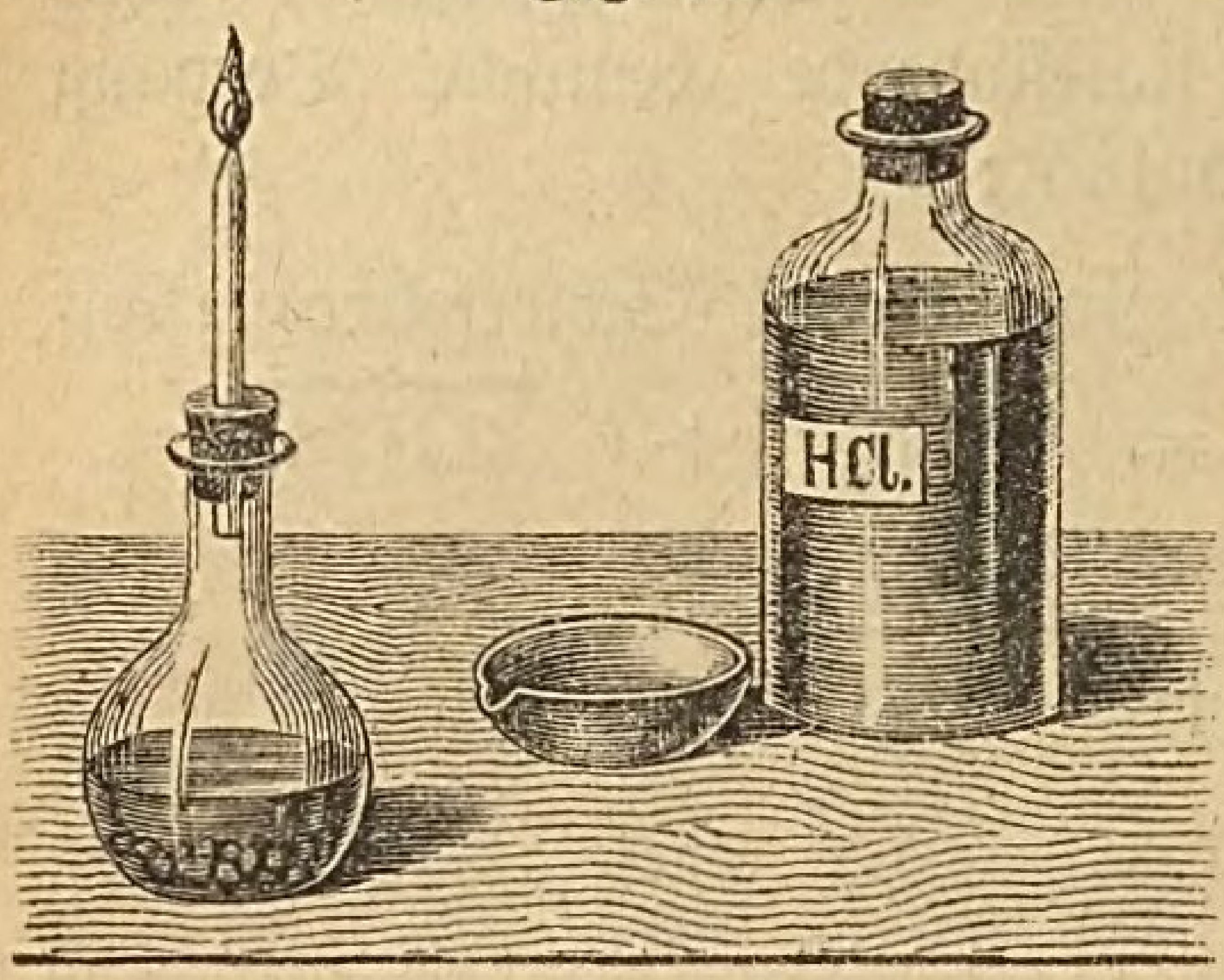
Das Arsen bildet mit dem Sauerstoff nur Säuren, *arsenige*, As_2O_3 (Arsenigsäure-Anhydrid), auch *weißes Arsenik*, Rattengift genannt, und *Arsensäure*, As_2O_5 (Arsensäure-Anhydrid); es steht in seinem *chemischen* Verhalten den Nichtmetallen und namentlich dem Phosphor sehr nahe, während man es nach seinen *physikalischen* Eigenschaften den Metallen zurechnen muß, s. Nr. 161, Anm. Die gefährlichen Experimente mit diesem giftigsten aller Metalle mögen sich auf Eins beschränken, um auf die Gefährlichkeit der Arsenfarben, z. B. Scheelsches Grün, $Cu_3\,2\,AsO_3$, Schweinfurter Grün, $Cu_3\,2\,AsO_3 + Cu\,2\,C_2H_3O_2$, Rauschgelb, As_2S_3, hinzuweisen. Mit dem Wunsche, daß diejenigen, die dies Büchlein durchgemacht*) haben, sich dadurch getrieben fühlen möchten, zu weiteren Studien überzugehen, erlaube ich mir, dies Experiment wörtlich nach Stöckhardts vortrefflicher Darstellung abdrucken zu lassen:

„*Arsenwasserstoffgas*, AsH_3, Versuch. Man werfe in ein kleines Kochfläschchen einige Stückchen Zink und entwickele daraus durch verdünnte Schwefelsäure *Wasserstoffgas*, das man durch eine ausgezogene Glasröhre entweichen läßt und *nach einiger Zeit* (s. Nr. 33. Anmerk. 2) anzündet; man erhält auf diese Weise eine Wasserstofflampe. Hält man ein glasirtes Porcellanschälchen einige Augenblicke in die Flamme, so bemerkt man daran nur einen kleinen

*) Hiermit schlossen die früheren Auflagen ab.

Ring von Wassertröpfchen, die sich beim Verbrennen des Wasserstoffs bilden und an dem kalten Porcellan verdichten. Taucht man nun ein Hölzchen in Schweinfurter Grün, so daß nur einige Stäubchen

Fig. 16.



dieser Farbe daran hängen bleiben, und wirft es in das Gläschen, so wird die Flamme nach dem Wiederanzünden des Gases (Vorsicht!) bläulich-weiß aussehen und an ein hineingehaltenes Porcellan schwarze oder braune Spiegel absetzen; diese Spiegel sind metallisches Arsen. Wie Schwefel und Phosphor, so kann auch das Arsen sich mit dem Wasserstoff zu einer Gasart verbinden, die mit dem freien Wasserstoff gemeinschaftlich entweicht und verbrennt. Durch einen kalten Körper wird die Flamme bis unter die Temperatur abgekühlt, die das Arsen zum Verbrennen braucht; das letztere verdichtet sich daher an dem Porcellan, gerade so, wie sich Kohlenstoff oder Ruß an demselben ablagert, wenn wir es in eine Kerzenflamme halten. Der Kohlenstoff scheidet sich als ein staubähnliches Pulver, das Arsen als ein zusammenhängender Spiegel ab. Man nennt diese unglaublich empfindliche Prüfungsmethode nach dem Erfinder derselben die Marsh'sche Arsenprobe. Daß man sich dabei vor dem Einathmen des entweichenden Gases (insbesondere des unverbrannten) zu hüten habe, folgt schon aus dem früher Bemerkten; hier ist aber doppelte Vorsicht nothwendig, da das Arsenwasserstoffgas die giftigste Luftart ist, welcher schon einige Chemiker zum Opfer fielen."

Man wird sich bei diesem Versuche wundern, wie schnell sich, ungeachtet der äußerst geringen Quantität des Schweinfurter Grüns, ein kleiner Metallspiegel bildet, was durch die völlige Undurchsichtigkeit des Metalls begünstigt wird. Statt des Porcellans ist ein Scherben von einem weißen Teller auch ausreichend; man halte ihn zu etwa $^1/_3$ in die Flamme, bringe aber nach erfolgtem Versuch das Gläschen schnell hinaus und schütte den Inhalt weg. — Die schädlichen Wirkungen der Arsenfarben an Wänden, Tapeten rc. haben sich oft genug gezeigt; nach der Ansicht Vieler entstehen sie dadurch, daß sich, besonders bei hinzutretender Feuchtigkeit, Arsenwasserstoffgas entwickelt; auch sind die meisten dieser Farben eben so giftig, wie das weiße Arsenik, As_2O_3, wodurch Zimmeranstriche auch für Kinder direct gefährlich werden können. Das wirksamste Gegenmittel gegen verschlucktes Arsenik ist in Wasser zertheiltes Eisenoxydhydrat, $Fe_2H_6O_6$, demnächst gebrannte Magnesia.

Eine noch einfachere Probe der grünen Tapeten, grüner

Tusche auf Arsen ist folgende. Die schönen grünen Arsenfarben enthalten nämlich sämmtlich Kupferoxyd als Basis, s. oben. Man untersuche daher zuerst auf Kupferoxyd, was einfach dadurch geschehen kann, daß man mit einem Glasstabe einen Tropfen Ammoniak auf die grüne Farbe bringt. Ist Kupferoxyd vorhanden, so bildet sich im Tropfen nach einigen Minuten eine tiefblaue Färbung (Kupferoxyd=Ammoniak). Entsteht keine blaue Färbung, so ist kein Kupferoxyd, also auch kein Arsen darin. Nimmt der Tropfen aber eine tiefblaue Farbe an, so berührt man mit dem gereinigten Glasstab eine Lösung von salpetersaurem Silberoxyd, Nr. 152, und damit den blauen Tropfen. Es entsteht, wenn Arsen darin ist, plötzlich eine sehr deutliche Ausscheidung von arsenigsaurem Silberoxyd, Ag_3AsO_3, dessen intensiv gelbe Farbe keinen Zweifel übrig läßt. Man kann auf diese Weise die grünen Tuschstücke von 40—50 Schülern bequem in einer Stunde prüfen.

Schwefelsäure ist mitunter arsenhaltig; wie prüft man?

---

30. Legirungen.

163. Gewerbliche Benutzung der Metalle. Legirungen.

Von den reichlich 50 bekannten Metallen haben im metallischen und unvermischten Zustande bis jetzt nur wenige in den Gewerben eine nennenswerthe Anwendung gefunden, nämlich Gold, Platin, Silber, Quecksilber und unter den unedlen: Kupfer, Blei, Zinn, Zink, Eisen so wie das leichte Aluminium.

Unter den genannten Metallen wird das Platin kaum anders als unvermischt angewandt, so auch das Eisen mit Ausnahme des Wolframstahls. Die übrigen Metalle werden aber auch häufig zu Legirungen benutzt, Nr. 132. Metalle, die fast nur in Legirungen gebraucht werden, sind: Antimon, Wismuth, Nickel, Wolfram und etwa noch Kadmium. Dagegen leisten sowohl die genannten wie auch viele andere Metalle in chemischen Verbindungen die mannichfaltigsten Dienste.

Unter den Legirungen sind folgende die gangbarsten:

Gold wird zu Geräthen mit Silber oder Kupfer, Silber mit Kupfer in verschiedenen Verhältnissen legirt, wodurch die Härte vermehrt, die Abnutzung vermindert wird, so auch Gold und Silber zu Münzen. Französische Goldmünzen enthalten 10 Procent Kupfer,

österreichische und holländische nur 2,6 Procent, die neuen deutschen Gold- und Silbermünzen 10 Proc. Kupfer.

Neusilber, Argentan, Packfong, Legirungen von Kupfer, Zink und Nickel in schwankenden Verhältnissen: Berliner Neusilber 52—63 Gew.-Th. Kupfer, 26—31 Zink, 22—6 Nickel, läuft mit der Zeit gelblich an, ist versilbert im Ansehen von Silber nicht zu unterscheiden (Alfenide), die silberweiße Farbe ist von der Menge des Nickels abhängig. Außerdem findet das Nickel in neuerer Zeit ausgedehnte Anwendung zur Herstellung von Münzen. Die neuen deutschen 5 Pf.- und 10 Pf.-Münzen bestehen aus einer Legirung von 25 Proc. Nickel mit 75 Proc. Kupfer.

Aluminium-Bronce, 90 Theile Kupfer, 10 Theile Aluminium bis 95 Kupfer, 5 Aluminium. Eine Legirung von 97 Aluminium und 3 Kupfer ist weißer als reines Aluminium.

Tomback, 85 Kupfer, 15 Zink, aus dem auch das unächte Blattgold (Goldschaum) geschlagen wird. Semilor und Mannheimer Gold sind ähnlich zusammengesetzt.

Messing, $^2/_3$ Kupfer, $^1/_3$ Zink, ist sehr weich und setzt sich in die Feile; mit 1—2 Procent Blei besser zu verarbeiten.

Bronce zu Medaillen, 95 Kupfer, 5 Zinn und einige Tausendstel Zink; zu broncenen Verzierungen mehr Zink, zu Statuenbronce 66 Kupfer, 3—4 Zinn, 30 Zink.

Kanonenmetall, sogenannte Stahlbronce der Oesterreichischen Uchatius-Kanonen: 92 Kupfer und 8 Zinn; Legirung zu tönenden Instrumenten (Cymbel, Tam-Tam), 80 Kupfer, 20 Zinn; Glockenmetall, 78 Kupfer, 22 Zinn; Spiegelmetall für Teleskope, 67 Kupfer, 33 Zinn.

Wolframstahl, Stahl, Nr. 127, mit 2—5 Procent Wolframmetall, nimmt sehr große Härte an.

Letternmetall, 76,2 Blei, 23,8 Antimon, mitunter noch ein geringer Zusatz von Zinn.

Britanniametall, 85 Zinn, 15 Antimon bis 91 Zinn, 9 Antimon.

Tiers-Argent, verschiedene Legirungen, welche zu ungefähr $^1/_3$ aus Silber bestehen, z. B. $^1/_3$ Silber, $^2/_3$ Aluminium.

Amalgame nennt man Legirungen mit Quecksilber, die nach Verhältniß der Quecksilbermenge mehr oder weniger flüssig oder fest sind. Gold, Silber, Kupfer, Blei &c. lösen sich ohne weiteres in Quecksilber, andere, z. B. Eisen, nicht; mit Blei ist das Quecksilber oft verunreinigt (verfälscht). Spiegelfolie ist Zinnamalgam, zum Reibzeug der Elektrisirmaschinen wird eine Mischung von Zinn- und Zinkamalgam angewandt. Gold und Silber werden häufig durch Quecksilber aus ihren Erzen gelöst.

Schnellloth, 2 Zinn, 1 Blei, schmilzt bei 186° C.; Streichloth, 1 Zinn, 2 Blei, schmilzt bei 240° C.; Zinn allein bei 228°, Blei allein bei 325° C. Käufliche Zinngeschirre enthalten 12—18 Procent Blei, wodurch das Metall härter wird.

Leichtflüssige Legirungen: 5 Blei, 3 Zinn, 8 Wismuth schmilzt bei 98° C.; bei weniger Wismuth ist der Schmelzpunkt zwischen 100 und 200° C. 1 Zinn, 2 Wismuth schmilzt bei 94° C.; 6 Blei, 7 Wismuth, 1 Kadmium schmilzt bei 82° C.; 4 Blei, 7—8 Wismuth, 2 Zinn, 1—2 Kadmium schmilzt bei 70° C.

Einige dieser Legirungen sind als solche der Krystallisation fähig, was auf eine chemische Verbindung hindeutet.

31. Analyse.

164. Anleitung zur einfachen qualitativen Analyse.

Löthrohr, L., versch. dünnwandige Glasröhrchen einerseits zugeschmolzen, einige glatte Holzkohlen, Pincette, St., Platindraht und Blech, Gestell mit Reagensgläsern, einige Bechergläser u. Kfl., Porzellanschalen u. Tiegel, 2 Tr., Reibschale, 3f., Reagentien nach Bedarf.

In Folgendem soll eine kurze Anleitung zur Bestimmung der Natur einfacher Körper und Verbindungen gegeben werden.*) Dazu ist zunächst die Kenntniß aller im vorangehenden Theil behandelten Reactionen nothwendig, ferner peinliche Sauberkeit und sorgfältige Beobachtung. Ist ein Fehler gemacht, so ruhe man nicht eher, als bis man seine Ursache gefunden. Die gefundenen Resultate müssen durch parallele Reactionen bestätigt werden. Man hüte sich auf Stoffe zu prüfen, welche man als Reagentien zugesetzt hat. Von den Reagentien setze man nur tropfenweis hinzu (Ausn. Schwefelwasserstoffwasser). Ehe man zur Untersuchung schreitet, möge man die Reinheit der Reagentien prüfen.

Die Untersuchung zerfällt in zwei Abschnitte: die Vorprüfung (auf trockenem Wege) und die eigentliche Analyse (auf nassem Wege durch Auflösung und Niederschlag).

Die Untersuchung muß von einem Protokoll begleitet sein, welches

*) Zur weiteren Arbeit empfiehlt sich: Tafeln zur quantitativen chem. Analyse v. Heinr. Will, Wintersche Verlagsbuchhandlung, Leipzig u. Heidelberg.

in drei Verticalspalten 1. die ausgeführte Operation, 2. die gemachte Beobachtung, 3. den zu vermuthenden Körper verzeichnet. Durch sichere Beobachtung mag man folgende Schemata vervollständigen.

A. Vorprüfung.

Ein Stück der trockenen Substanz (Stecknadelkopfgröße) erhitze man,	Man beobachtet:	und schließt auf:
a. für sich,	Aenderung der Farbe	ZnO(gelb), HgO(braun) 2c.
	Verflüchtigung	Am- u. Hg-Verbindgn., S, organ. Verb. 2c.
	Sublimat	S, As, Hg, Am u. Verb.
	Verkohlung	Organ. Körper.
	Schmelzen	Einige Metalle, Salze der Alkalien.
	Decrepitiren	Kochsalz, Schwerspath 2c.
b. mit Natronkalk (Gemenge v. CaH_2O_2 u. NaHO).	Geruch nach H_3N	Am-Verb.
Man erhitze mit dem Löthrohr auf Kohle (Oxydationsflamme).	Verpuffen	Salpetersaure und chlorsaure Verbindungen
	Strahlendes Licht	Alkalische Erden
	Knoblauchgeruch	Arsenverb.
Anm.: Die Flammenfärbung kann auch mittels Platindraht und Lampe erzeugt werden; sie ist deutlicher nach dem Befeuchten mit Salzsäure.	Flammenfärbung: gelb	Na
	violett	K
	gelbroth	Ca
	grün	Ba, Cu, Borsäure
	blau	$CuCl_2$, Pb, As.
Man erhitze mit dem Löthrohr auf Kohle (Reductionsflamme) mit Soda.	Leberbraune Schmelze	S u. S-Verb. (die angefeuchtete Schmelze färbt blankes Silber braun).
	Metallkorn	Ag u. Pb (dehnbar), Sb (spröde).
	Beschläge auf der Kohle.	Zn (weiß, i. d. Hitze gelb), Pb (gelb bis roth).
Man schmelze Phosphorsalz ($NaNH_4HPO_4$) oder Borax ($Na_2B_2O_7$) zu einer klaren Perle und bringe eine Spur der Substanz darauf.	Die Perle ist gelb	NiO, FeO (bloß i. d. Hitze).
	„ roth	Cr, Fe_2O_3, Cu_2O, 2c.
	„ violett	Mn
	„ blau	Co, CuO
	„ grün	CuO, Cr.

B. Lösung der festen Substanz.

Eine Messerspitze voll der Substanz übergieße man in einem Probirglase mit etwas Wasser und erwärme; findet keine Lösung statt, so füge man einige Tropfen Salzsäure hinzu. Erst wenn dies vergebens ist, versuche man mit concentrirten Säuren (man nimmt nach der Reihe HCl oder HNO_3, ev. Königswasser), vermeide aber ja einen Ueberschuß des Lösungsmittels, sonst muß man bis fast zur Trockene eindampfen, was zeitraubend und lästig ist. Was nicht gelöst wird, gilt als unlöslich.

C. Prüfung der Lösung auf Metalle.

I. Zu einem Theil der Lösung füge man, wenn sie nicht sauer reagirt, so lange vorsichtig HCl, bis die saure Reaction da ist.

Entsteht Niederschlag oder Trübung, so schließt man auf: Ag, Pb oder Hg.

II. Zu einem Theil der sauren (ev. angesäuerten, trotz Niederschlag) Lösung füge man 3—5 mal so viel H_2S.

1. Weiße Trübung: ausgeschiedener S bei Gegenwart eines Eisenoxydsalzes, oder ZnS, wenn die Lösung essigsauer.
2. N. ist gelb oder gelbroth: Sn, As, Sb.
   a. die ursprüngliche Lösung giebt beim Verdünnen mit vielem Wasser Trübung von Sb_2O_3;
   b. die trockene ursprüngliche Substanz giebt, vor dem Löthrohr auf Kohle erhitzt, Knoblauchgeruch: As;
   c. die ursprüngliche Lösung mit überschüssiger Oxalsäure versetzt giebt mit H_2S keinen Niederschlag mehr: Sn.
3. Der N. ist dunkelfarbig: Sn, Pb, Cu, Bi, Hg, Ag.
   a. die ursprüngliche Lösung giebt mit verdünnter Schwefelsäure einen Niederschlag: Pb;
   b. die ursprüngliche Lösung giebt mit HCl einen Niederschlag, welcher in Ammoniak
      α. leicht löslich: Ag;
      β. sich schwärzt: Hg^{I};
   c. die ursprüngliche Lösung wird durch Ammoniak tief blau gefärbt: Cu;
   d. die ursprüngliche Lösung giebt mit Kali gelben N. Hg^{II}.

III. Zu einem Theil der ursprünglichen Lösung füge man (ohne Rücksicht auf Fällung) so lange H_3N, bis der Geruch desselben

auch nach dem Umschütteln noch deutlich ist; dann setze man wenige Tropfen Schwefelammon hinzu.

Der Niederschlag ist:

a. schwarz: Ni, Co, Fe.

α. löst sich leicht in überschüssiger verd. Salzsäure: Fe;

β. der N. der ursprünglichen Lösung mit Soda ist

roth: Co,

grün: Ni;

b. hellfarben: Al, Mn, Cr, Zn.

Die ursprüngliche Substanz giebt auf dem Platinblech mit Soda und Salpeter geschmolzen

α. eine grüne Schmelze: Mn,

β. eine gelbe Schmelze: Cr,

γ. man löse den N. in Essigsäure, hieraus fällt H_2S

weißen N.: Zn,

nichts: Al.

IV. Wenn durch H_2S und $(NH_4)_2S$ kein N. erfolgt ist, so setzt man zu einem Theil der ersten Lösung $(NH_4)_2CO_3$.

Ein weißer N. deutet auf: Ba, Sr oder Ca.

a. Aus der ursprünglichen Lösung fällt Gypswasser

sofort: Ba;

nach einiger Zeit: Sr;

b. erfolgt kein N., so fällt Oxalsäure und Ammoniak (oder oxals. Am.): Ca.

V. Giebt die durch die vorigen Reagentien nicht veränderte Lösung auf Zusatz von überschüssigem Ammon (deutlich wahrnehmbare Geruch) und phosphorsaurem Natron einen (oft erst durch Schütteln abzuscheidenden) Niederschlag, so schließt man auf: Mg.

VI. Die ursprüngliche Lösung giebt

a. mit Kalilauge erhitzt Geruch nach H_3N: NH_4;

b. unverdünnt mit etwas conc. Weinsäure versetzt auf Zusatz von Weingeist einen N.: K;

c. keinen N., aber gelbe Flammenfärbung: Na.

D. Prüfung auf Säuren.

1. Die ursprüngliche Substanz wird im Reagensglas mit Salzsäure übergossen und, wenn nöthig, erwärmt. Es entsteht ein Gas, welches

   a. Lackmuspapier (feucht) röthet und Kalkwasser trübt: CO_2;

   b. Bleipapier schwärzt (Geruch nach H_2S): Schwefelmetall.

2. Die mit HCl angesäuerte Lösung giebt mit $BaCl_2$ einen Niederschlag: H_2SO_4.
3. Die ursprüngliche Substanz wird in einem Tiegeldeckel mit 2—3 Tropfen Schwefelsäure und etwas Weingeist übergossen und angezündet; grüngesäumte Flamme: B_2O_3.
4. Aus der mit H_2S und $(NH_4)_2S$ vergeblich behandelten oder von dem entstandenen N. durch Filtration befreiten Lösung fällt Chlorcalcium (bei Abwesenheit von Weinsäure [als organische Substanz erkannt] und Kohlensäure) H_3PO_4.
5. Die mit HNO_3 angesäuerte oder damit allein bewirkte Lösung giebt auf Zusatz von $AgNO_3$
   a. weißen N., löslich in Ammoniak: Cl;
   b. gelben N., unlöslich in Ammoniak: J.
6. Die mit einigen Tropfen conc. Schwefelsäure versetzte Substanz giebt bei gelindem Erwärmen rothe Dämpfe von NO_2 (stärker auf Zusatz von Cu): HNO_3.

E. Prüfung der unlöslichen Substanz.

Man erhitze den Körper in der Löthrohrflamme

1. für sich (Oxydationsflamme)
   a. Verbrennung ohne besonderen Geruch: C oder organ. Körper (leicht zu unterscheiden);
   b. Verbrennung mit Geruch nach SO_2
      α. ohne Rückstand: S,
      β. mit Rückstand: Schwefelmetall.

   Den Rückstand löse man in HCl und prüfe auf Metalle (nach C).
2. mit Soda gemengt (Reductionsflamme): Metallreduction, Beschlag; die Schmelze (welche noch NaCl oder Na_2S enthält) wird in HNO_3 gelöst; aus der Lösung fällt
   a. $AgNO_3$ weißen käsigen N. — Cl;
   b. BaN_2O_6 weißen N. — H_2SO_4.

   Prüfung auf Metalle nach C.
3. mit Phosphorsalz; man beobachte die Farbe der Perle; ein Skelet in derselben deutet auf: SiO_2 oder Silicat.

   Diese Verbindung wird löslich (aufgeschlossen) durch Erhitzen mit der doppelten Menge entwässerter Soda vor dem Löthrohr und kann dann auf Metalle geprüft werden.

III. Organische Verbindungen.

165. Einleitung.

Schon seit 100 Jahren wurde die als selbständige Wissenschaft auftretende Chemie in eine mineralische, vegetabilische und animalische, später kürzer in eine anorganische und organische unterschieden, indem man annahm, daß eine besondere Lebenskraft erforderlich sei, um die in den Pflanzen- und Thierkörpern entstehenden Verbindungen zu erzeugen. Seit man aber (Wöhler, 1828) gelernt hat viele sog. organische Verbindungen auch künstlich darzustellen, sollte man den organischen Theil lieber als den der Kohlenstoffverbindungen bezeichnen.

Wesentliche Bestandtheile aller organischen Körper sind immer C und H, meist O, häufig N; seltener die Elemente S, P, Cl und wenige andere.

Die Bestimmung der organischen Formel ist selten mit einfachen Mitteln auszuführen. Einen bloß C und H oder C, H und O, auch wohl N enthaltenden Körper verbrennt man mit CuO in einem Glasrohr so, daß man die Verbrennungsproducte CO_2 und H_2O einzeln auffangen und wägen kann. Der Stickstoff wird gasförmig aufgefangen oder in H_3N verwandelt. Cl wird durch Erhitzung mit Aetzkalk und Fällung mittels Silberlösung bestimmt ꝛc.

Durch diese Operationen (Elementaranalyse) findet man das Verhältniß der Bestandtheile einer Verbindung und bestimmt dann die Formel wo möglich durch Wägung des Dampfes. Man findet z. B. durch Elementaranalyse die Formel der Essigsäure $C_nH_{2n}O_n$, die Dichtigkeit (Gewicht) des Dampfes ist 30 mal so groß als die des Wasserstoffs, folglich das Moleculargewicht = 60, also die Formel $C_2H_4O_2$.

Diese durch Erfahrung gefundenen (empirischen) Formeln werden durch Beobachtung der Veränderungen, welche der betr. Körper

erleidet, in rationelle verwandelt, d. h. solche, aus welchen Schlüsse auf die einzelnen Theile (Atomgruppen) der Verbindung gemacht werden können, vgl. 167.

---

32. Einbasische Säuren und Alkohole.

166. Weingeist, Gährung.

Rosinen, Hefe, irdener Topf oder 2 Flaschen, Kork mit doppeltem Knierohr, L., 3f., Kfl. mit Kork u. Glr., Fl. mit doppelt durchbohrtem Kork u. Glr., Fl. als Vorlage (gekühlt), langes Glasrohr, Brennspiritus, W.

Man übergieße 125 g Rosinen (oder eine etwas größere Menge von Abfällen derselben) mit 1 l Wasser, füge einen Theelöffel Preßhefe (Gäst oder Bärme) hinzu und stelle diese Mischung einige Tage lang leicht zugedeckt an einen mäßig warmen Ort. Der anfangs süße Geschmack der Flüssigkeit verschwindet und wird prickelnd (CO_2), während die Oberfläche sich mit einer schaumigen dunklen Decke belegt.

Dieser Vorgang heißt Gährung, speciell geistige Gährung. Die hinzugesetzte Hefe, das Ferment, besteht aus mikroskopisch kleinen kugeligen Pilzen, welche durch Knospung auf Kosten des in den Rosinen enthaltenen Zuckers wachsen und diesen zum größten Theil in Kohlensäure und Weingeist (Aethyl-Alkohol) verwandeln. $C_6H_{12}O_6 = 2\,CO_2 + 2\,C_2H_6O$. Dieser Vorgang ist keine einfache Spaltung, da kleine Mengen des Zuckers in Glycerin, Bernsteinsäure ꝛc. umgewandelt werden. Zum Wachsthum der Pflanze sind noch stickstoffhaltige Körper (Käse) und Aschenbestandtheile nöthig; diese muß man besonders hinzufügen, wenn man reinen Zucker (nicht über $^1/_5$ des zugesetzten Wassers) der Gährung unterwirft. Freiwillige Gährung zuckerhaltiger Flüssigkeiten entsteht regelmäßig, wenn diese dem Staub der Luft, welcher immer Hefepilze beigemengt enthält, ausgesetzt sind.

Will man die bei der Gährung entstehende Kohlensäure nachweisen, so muß man die Gährung in einer Flasche vornehmen, welche mittels eines Korkes und eines luftdicht eingefügten, doppelt gebogenen Glasrohres so mit einer anderen etwas Kalkwasser enthaltenden Flasche verbunden ist, daß die entweichenden Gase durch das Kalkwasser gehen müssen; Niederschlag von $CaCO_3$.

Der Aethyl-Alkohol ist dagegen am Geschmack zu erkennen, aber nicht leicht von den übrigen Flüssigkeiten zu trennen. Man stelle einen Destillirapparat zusammen und verbinde die Kochflasche zunächst mit einer leeren Flasche, welche einen doppelt durchbohrten Kork hat (vgl. Fig. 10, S. 52), und aus der wieder ein Glasrohr in eine

gekühlte Vorlage führt. In die Kochflasche bringe man Wein oder Bier oder schwachen Branntwein, auch wohl das oben angegebene eigene Präparat und destillire langsam. Beim Bier sieht man zuerst Kohlensäure entweichen, dann farblose Dämpfe, welche sich in der zwischengelegten Flasche zum Theil verdichten, zum Theil in die Vorlage übergehen. Von Bier darf man nur $^1/_5$, von Wein wenig mehr, von Branntwein $^2/_3$ abdestilliren.

Die farblosen Dämpfe bestehen zum Theil aus Wasser, zum Theil aus Alkohol (Weingeist), C_2H_6O; ersteres siedet bei 100°, letzterer bei 78 °C., daher wird man vorwiegend den flüchtigeren Körper, den Weingeist, in der Vorlage vorfinden. Man prüfe Geschmack und Brennbarkeit.

Auf ähnliche Weise, wie im Anfang dieser Nr. angegeben, werden alle geistigen Getränke bereitet. Der Wein entsteht durch die Gährung des Traubensaftes. Während der Zucker allmählich in Alkohol übergeht, scheidet sich der Weinstein, $KHC_4H_4O_6$, an den Wänden der Fässer und Flaschen ab, im Rothwein dunkel gefärbt durch den aus den Schalen der Trauben ausgezogenen rothen Farbstoff. Künstliche Weine macht man aus Wasser, Spiritus, Glycerin, Weinstein, parfümirenden Stoffen (Weinblume).

Branntwein bereitet man aus Kartoffeln oder Korn, welche man zu Kleister kocht, mit Diastas (Gerstenmalz) so lange auf 70° erwärmt, bis alle Stärke in Zucker übergeführt ist und dann Gährung veranlaßt. Durch Destillation trennt man den Spiritus von der zurückbleibenden Schlempe. Der Kartoffelspiritus (Sprit) ist reich an Fuselöl (Nr. 169).

Bier stellt man aus Gerste (Weizen) dar, indem man das Korn feucht auf Haufen bringt, bis es bis zu einem gewissen Grade gekeimt ist, dann scharf trocknet und zu Schrot zermahlt (Malz); mittels Wasser wird die in Zucker und Dextrin (Nr. 174) verwandelte Stärke nebst etwas Kleber (stickstoffhaltig) gelöst (Würze), und endlich bei Hefezusatz Gährung eingeleitet. Geschieht diese bei geringer Temperatur 5—10°, so ist sie langsam, und die Hefe bleibt am Boden des Gefäßes liegen (Untergährung des sog. bairischen Bieres); läßt man aber bei höherer Temperatur gähren, so wird die Kohlensäureentwickelung so heftig, daß die reichlich gewachsene Hefe mit an die Oberfläche gerissen wird (Obergährung, Braunbier, Weißbier). Daß selbst auf Flaschen gezogenes Bier weiter gährt, zeigt die zunehmende Trübung (Hefebildung) an.

Cognac und echten Franzbranntwein destillirt man aus Weinen ab, die zu viel Alkohol enthalten. Rum ist das Gährungsproduct aus Rückständen der Zuckerbereitung.

Gereinigt wird der Spiritus durch Rectification, d. h.

Destillation, wobei die weniger flüchtigen Producte besonders Wasser inzwischen besonders verdichtet werden, s. o. Vom Fuselöl (Amylalkohol) befreit man ihn gänzlich, indem man ihn einige Tage lang mit frisch geglühten Holzkohlen stehen läßt und dann abgießt. Die völlige Entwässerung, selbst wenn man über gebrannten Kalk destillirt, ist nicht möglich. Spiritus mit 1—2 % Wasser heißt noch immer absoluter Alkohol, spec. Gew. = 0,794.

Der Procentgehalt des Spiritus (bei Liqueuren ist es nicht mehr möglich) an Alkohol C_2H_6O, wird durch Senkwagen angegeben, deren Angaben durch Beobachtung an Mischungen festgestellt werden müssen. Man fülle ein langes (weiteres), an einem Ende verschlossenes Glasrohr ungefähr zur Hälfte mit Wasser, gieße darauf vorsichtig Spiritus und bezeichne das obere Niveau mittels eines Kautschukrings. Beim Umdrehen vermischen sich beide Flüssigkeiten unter Erwärmung und Raumverminderung, woraus man schließt, daß ein wasserhaltiger Spiritus ein höheres specifisches Gewicht haben muß, als der mechanischen Mischung zukommen sollte.

Verwendung als Brennspiritus, Getränk, Auflösungsmittel von Harzen zu Lack und Politur, zu wohlriechenden Wässern, zur Bereitung von Extracten und Tincturen, in der Färberei 2c.

167. Aethyläther, Aethylschwefelsäure.

2 Kfl., Weing., Schwefels., essigs. Bleioxyd, Wg., Pfr. u. Knierohr, Liebig'scher Kühlapparat, Vorlage m. Kühlung, L., 3f.

In einer Kochflasche mische man 10 g absoluten Alkohol (Spiritus vini ist nicht so gut) mit 20 g Schwefelsäure, indem man letztere in dünnem Strahl auf einmal dazu setzt. Die starke Erhitzung ist Zeichen eines chemischen Vorgangs. Hierzu füge man so lange eine conc. Lösung von Bleizucker, als noch Fällung entsteht, und filtrire noch warm. Aus dem Filtrat scheiden sich beim Erkalten Nadeln ab, welche von dem Flüssigen durch Abgießen und Trocknen zwischen Fließpapier getrennt werden können. Die Krystalle löst man in wenig Wasser oder benutzt das Filtrat, falls keine Ausscheidung stattgefunden hat, und bringt einige Tropfen zu einer Bleilösung: es erfolgt kein Niederschlag. Den Rest vermische man mit mehr Wasser und erhitze; jetzt erfolgt mit Bleilösung ein Niederschlag.

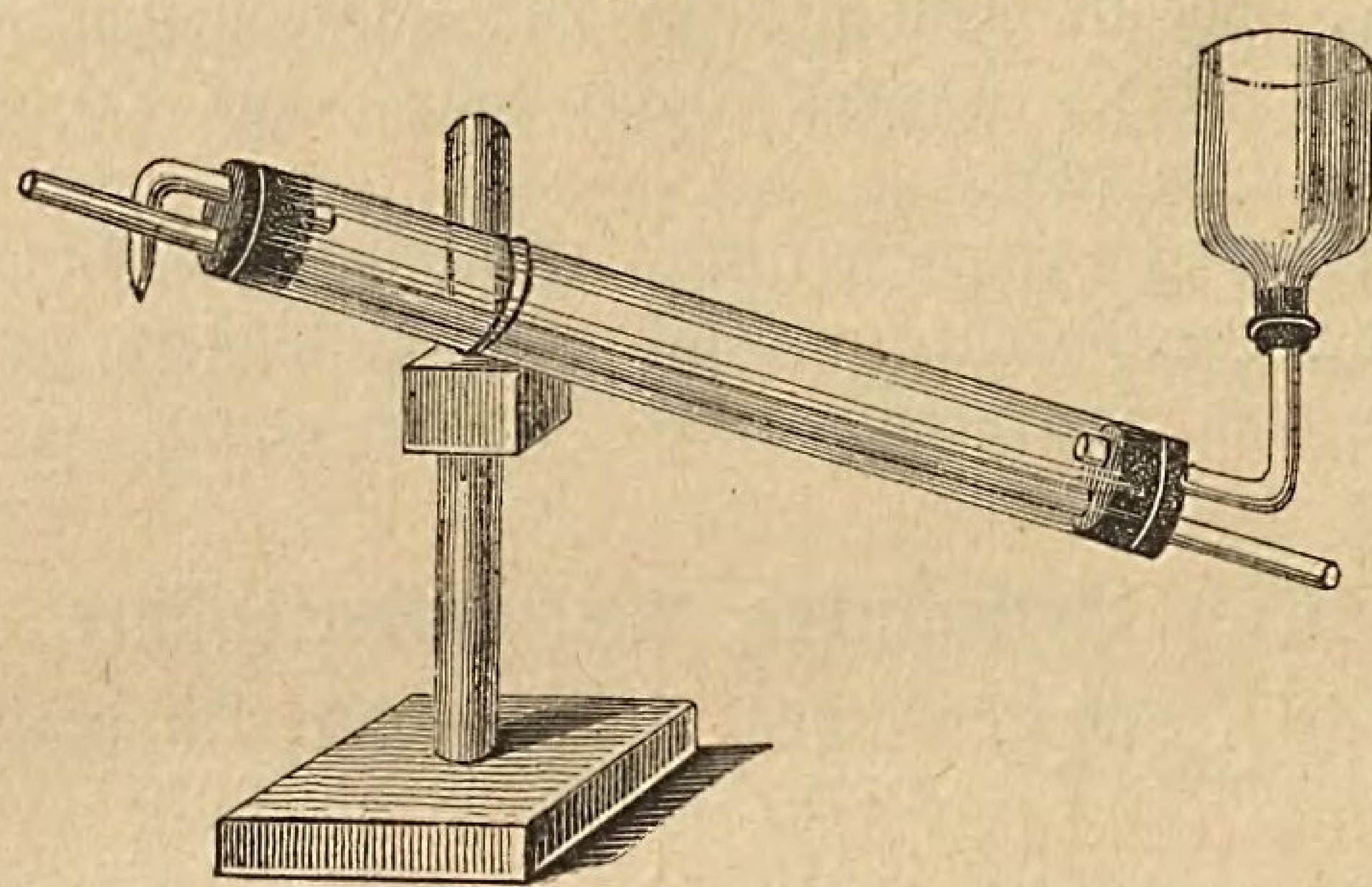
Die chemischen Vorgänge erklärt man so: Aethylalkohol, C_2H_6O, und Schwefelsäure, H_2SO_4, wirken so auf einander, daß Wasser entsteht, was die eminente Neigung der Schwefelsäure zu Wasser erklärlich finden läßt. Hierzu giebt letztere 1 H, ersterer HO her, tritt aber mit seinem Rest C_2H_5 für das weggegangene H der Schwefelsäure ein:

$$C_2H_6O + H_2SO_4 = H_2O + (C_2H_5)HSO_4.$$

Vergleiche mit den Verbindungsgewichten die oben gegebenen Zahlenverhältnisse. Da der Vorgang nie so vollständig ist, daß aller Alkohol oder alle Schwefelsäure zerlegt wird, so schafft man den störenden Ueberschuß der Schwefelsäure durch Zusatz der Bleilösung fort. Was beim Erkalten auskrystallisirt, ist Aethyl = Schwefelsäure, $(C_2H_5)HSO_4$. Diese bleibt in wenig kaltem Wasser unverändert und giebt mit Blei ein lösliches Salz $Pb\,2(C_2H_5)SO_4$; durch Erhitzen mit mehr Wasser spaltet sich die Säure wieder in Aethylalkohol und Schwefelsäure; daher der Niederschlag von $PbSO_4$.

Man mische in einer Kochflasche 20 g starken Alkohol mit 25 g Schwefelsäure langsam, um Erhitzung zu vermeiden, stelle die Flasche auf ein Sandbad und bringe einen Kühlapparat nach Liebig (den man sich selbst nach Fig. herstellen kann); die Vorlage muß ebenfalls

Fig. 17.



gut gekühlt werden. Man unterbricht die Destillation, wenn noch nicht die Hälfte übergegangen ist. Dem Destillat setzt man 10 g Wasser mit 3 g KHO zu, verstopft und läßt unter öfterem Umschütteln einen Tag lang stehen; dadurch wird überschüssiges Wasser und etwa übergegangene Schwefelsäure oder SO_2 entfernt. Von dem beigemengten Alkohol trennt den Aether wiederholte Destillation (Siedep. des Aethers bei 35 ° C.).

Man prüfe vorsichtig Brennbarkeit und Geschmack (Hoffmannstropfen). Wegen der Darstellung mittels Schwefelsäure nennt man diesen Aether Schwefeläther.

Der chemische Vorgang ist nicht mehr einfach. Zunächst entsteht Aethyl = Schwefelsäure, welche sich bei ihrem Siedepunkt 140° mit Weingeist in Aether und Schwefelsäure verwandelt; wovon ersterer abdestillirt, letztere die Umsetzung des Alkohols von neuem beginnt. Die Aethyl=Schwefelsäure giebt die Atomgruppe C_2H_5 wiederum gegen H des Alkohols C_2H_6O ab, so daß

$$H\,(C_2H_5)\,SO_4 + C_2H_6O = H_2SO_4 + (C_2H_5)\,(C_2H_5)\,O.$$

Nach dieser Verwandlung muß man sich die Atomgruppe C_2H_5 zweimal nach einander in verschiedene Moleküle für 1 solches H eintretend denken, das auch durch Metalle vertreten werden kann (Metallisches K bildet mit Weingeist direct KC_2H_5O, Kaliumalkoholat). Also C_2H_5 ist ein organisches Radical und zwar ein einwerthiges. Diese Werthigkeit läßt sich dadurch erklären, daß eine engere Zusammenlagerung der Kohlenstoffatome des Radicals angenommen wird, wodurch C_2 nicht acht= sondern sechswerthig wird. Bildliche Anschauung des Radicals Aethyl:

$$\begin{array}{ccccc} & & H & & H \\ & & | & & | \\ H & — & C & — & C\ — \\ & & | & & | \\ & & H & & H \end{array}$$

Durch Isolirung desselben werden die empirischen Formeln des Aethylalkohols und Aethyläthers

$$C_2H_6O \qquad\qquad C_4H_{10}O$$

zu rationellen $H(C_2H_5)O$ $(C_2H_5)(C_2H_5)O$.

Nach Allgem. IV dürfte man auch der Formel Wasser entsprechend schreiben $\left.\begin{array}{r} C_2H_5 \\ H \end{array}\right\} O$ $\left.\begin{array}{r} C_2H_5 \\ C_2H_5 \end{array}\right\} O$,
und stellt sich den Alkohol als H_2O vor, in welchem 1 H durch das Alkoholradical ersetzt ist, während im Aether diese Substitution für beide H eingetreten ist.

168. Essigsäure.

Wg., 2 B., Branntwein, Brunnenwasser, Schwarzbrod, Essig, Buchenspäne, St., 2 Tassenköpfe, Fruchtzucker, Pbg., Weingeist.

Man mische 50 g starken Branntwein mit dem 4 — 5 = fachen Brunnenwassers und füge zu dem Gemisch einige Stückchen Schwarzbrod, welche man vorher mit starkem Essig getränkt hat. Das Gefäß wird mit Papier überbunden einige Wochen an einen mäßig warmen Ort gestellt. Beschleunigen kann man den Vorgang, wenn man 2 (mit Pappstücken zugedeckte) Töpfe anwendet, in denen buchene Hobelspäne lose übereinander liegen, und diese täglich umgießt, so daß der eine immer ganz, das andere zu $^1/_3$ gefüllt ist. Diesem Verfahren entspricht die Schnellessigfabrication, bei welcher man verdünnten Branntwein mehrmals durch Fässer tröpfeln läßt, welche mit Hobelspänen angefüllt und deren Wände, um der atmosphärischen Luft Zutritt zu gestatten, an verschiedenen Stellen durchbohrt sind.

Die Essigbildung ist der weinigen Gährung entsprechend. Auf Kosten des Weingeistes wächst auch hier ein mikroskopischer Pilz,

Mycoderma aceti oder Essigmutter, und bildet auf der Oberfläche eine schleimige Haut. Bedingung des Wachsthums ist auch hier Anwesenheit von Aschenbestandtheilen und Stickstoffverbindungen, welche beide im Schwarzbrode enthalten sind. Das Resultat der sauren Gährung ist Oxydation des Alkohols:

$$C_2H_6O + 2\,O = H_2O + C_2H_4O_2.$$

Die Zusammensetzung der Essigsäure ergiebt ein neues (Säure-) Radical C_2H_3O, welches sich von dem schon bekannten Aethyl C_2H_5 dadurch unterscheidet, daß ein O für 2 H eingetreten ist. Die Essigbildung läßt auch eine Parallele mit der Aetherbildung zu, wenn man die zwei O der Formel oben nach einander hinzutreten läßt. Aus $H(C_2H_5)O + O$ wird $H_2O + H(C_2H_3O)$ das Acetaldehyd (Al = Alkohol; de-hyd = verringert an Wasser), das Aldehyd plus O giebt dann die Essigsäure:

$$\text{I.}\quad \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O + O = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_3O\\H\end{matrix}\right\}$$

$$\text{II.}\quad \left.\begin{matrix}C_2H_3O\\H\end{matrix}\right\} + O = \left.\begin{matrix}C_2H_3O\\H\end{matrix}\right\}O.$$

Außer Weingeist kann man auch Stärke und Zucker zur Essigbereitung benutzen, muß aber erst die weinige Gährung voran gehen lassen. Auch gegen unseren Willen gehen Bier und Speisen in saure Gährung über, weil die mikroskopischen Essigpilze leicht durch die Luft überallhin übertragen werden.

Eine schlechtere und verunreinigte Sorte Essig stellt man durch die trockene Destillation des Holzes dar (Holzessig).

Zuweilen ist Speiseessig durch einige Tropfen Schwefelsäure angesäuert. Dies stellt man sicher fest, wenn man einen Tassenkopf voll Essig mit einigen Krümeln Fruchtzucker (aus Rosinen), Nr. 173, versetzt und mit Papier zugebunden an einen warmen Ort zum Verdunsten hinstellt. Die zurückbleibende Schwefelsäure schwärzt den Zucker. Zur Controle stelle man ebenso behandelten selbstgefälschten Essig daneben.

Prüfung auf Essig oder essigsaure Salze. Die zu untersuchende Substanz oder Flüssigkeit wird in einem Probirglase mit einigen Tropfen Schwefelsäure und etwas Weingeist übergossen und erwärmt, wobei sich die (frei werdende) Essigsäure mit dem Aethylalkohol zu angenehm riechendem Essigsäure-Aethyl-Aether verbindet.

$$\left.\begin{matrix}C_2H_3O\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_3O\\C_2O_5\end{matrix}\right\}O.$$

In einem Probirglase unterwerfe man irgend ein essigsaures Salz der trockenen Destillation. Dann entsteht ein brennbarer an-

genehm ätherisch riechender Dampf (Siedep. 56°) von Aceton, C_3H_6O. Aus 2 $NaC_2H_3O_2$ bildet sich $Na_2CO_3 + C_3H_6O$. Will man hiermit weitere Versuche — Löslichkeit, Lösungsvermögen — anstellen, so muß man einen Destillirapparat zusammenstellen und für gute Abkühlung der übergehenden Dämpfe sorgen.

Aldehyd und Aceton sind die Repräsentanten zweier Reihen von Verbindungen, deren Glieder von den übrigen fetten Säuren ebenso abgeleitet werden, wie diese von der Essigsäure.

169. Fette Säuren und ihre Alkohole.

Die Essigsäure und der Aethyl-Alkohol sind die zweiten Glieder homologer Säure- und Alkoholreihen, deren Radicale immer um CH_2 steigen, so daß die Moleküle der höheren Verbindungen immer dichter werden. Damit steigt der Schmelzpunkt, der Siedepunkt, die Zersetzbarkeit. Im allgemeinen ändert sich das Verhalten von Stufe zu Stufe derartig gesetzmäßig, daß man die Eigenschaften einer der Verbindungen aus denen anderer ableiten kann.

Die Werthigkeit der Alkohol-Radicale: CH_3, C_2H_5, C_3H_7 und C_nH_{2n+1} läßt sich leicht wie in Nr. 167 graphisch darstellen. Sie sind alle einwerthig. Die entsprechenden Säureradicale enthalten ein O statt 2 H, sind also CHO; C_2H_3O; C_3H_5O und $C_nH_{2n-1}O$.

Alkohole:	Schmp.	Siedep.
Methyl-Alkohol, $H(CH_3)O$,	—,	60°;
Aethyl-Alkohol, $H(C_2H_5)O$,	—,	78°;
Propyl-Alkohol, $H(C_3H_7)O$,	—,	96°;
Butyl-Alkohol, $H(C_4H_9)O$,	—,	109°;
Amyl-Alkohol, $H(C_5H_{11})O$,	—20°,	134°;

Säuren:	Schmp.	Siedep.
Ameisensäure, $H(CHO)O$,	+ 1°,	99°;
Essigsäure, $H(C_2H_3O)O$,	+17°,	118°;
Propionsäure, $H(C_3H_5O)O$,	?,	127°;
Buttersäure, $H(C_4H_7O)O$,	unter —20°,	156°;
Baldriansäure, $H(C_5H_9O)O$,	?,	175°;
⋮	⋮	⋮
Palmitinsäure, $H(C_{16}H_{31}O)O$,	+62°,	—;
Stearinsäure, $H(C_{18}H_{35}O)O$,	+69°,	—.

170. Holzgeist, Chloroform, Ameisensäure.

Roher Holzgeist, 2 Destillationsapp., Liebigscher Kühler. — Chlorkalk, Weingeist, W. — Glycerin, Oxalsäure, W., Pbg.

Den Methylalkohol, $CH_4O = H(CH_3)O$, kann man aus den Producten der trockenen Destillation des Holzes gewinnen, indem man die saure Flüssigkeit (Essigsäure) mit gelöschtem Kalk neutralisirt und $^1/_{10}$ derselben abdestillirt. Der so gewonnene rohe Holzgeist wird auf eben dieselbe Weise gereinigt. Methylalkohol ist eine leicht flüchtige bewegliche Flüssigkeit, sp. Gew. 0,814, ist dem Aethylalkohol sehr ähnlich, wird zum Brennen und zur Auflösung von Harzen benutzt. Man untersuche Geruch, Lösungsvermögen mit versch. Körpern, Aetherbildung mit Weingeist und Säuren.

Das in Nr. 49 behandelte Sumpfgas darf hierher gerechnet werden; $CH_4 = H(CH_3)$.

Mischt man Sumpfgas mit Chlor im zerstreuten Tageslicht, so entstehen Substitutionsproducte, und zwar findet die Wechselwirkung zunächst gleichen Volumina nach folgender Gleichung statt:

$$CH_4 + 2\ Cl = HCl + CH_3Cl \text{ (Chlormethyl)}.$$

Eine größere Menge Chlor erzeugt weitere Substitutionsproducte nämlich: CH_2Cl_2, dann $CHCl_3$ (Chloroform), endlich CCl_4 (Chlorkohlenstoff).

Indirect gewinnt man Chloroform, $CHCl_3$, durch Destillation von 1 Th. starken Weingeist mit 30 Th. Wasser und 8 Th. frischem Chlorkalk. Man läßt diese Mischung zunächst einige Stunden stehen und erwärmt vorsichtig, bis Reaction eintritt (Liebig'scher Kühlapp). Die ölige, süßlich riechende Flüssigkeit, sp. G. 1,5 und Siedep. 62°, prüfe man auf Brennbarkeit (grün gesäumte Flamme) und Lösungsvermögen für S, P, Kautschuk, Harze, Jod (mit wäßriger Lösung desselben geschüttelt), Fette 2c.

In der Medicin benutzt man Chloroform als betäubendes Mittel bei Ausführung schmerzhafter Operationen. Denselben Zweck erfüllt das durch Einleiten von Cl in Alkohol dargestellte Chloral, C_2HCl_3O, welches sich mit H_2O zu festem krystallisirendem Chloralhydrat, C_2HCl_3O, H_2O, verbindet.

Die Ameisensäure, $CH_2O_2 = H(CHO)O$, kann man sich verdünnt darstellen durch Uebergießen und Schütteln von Waldameisen mit Wasser. Will man sich bloß von der sauren Reaction und dem stechenden Geruch derselben (Ameisensäure tritt häufiger als Zersetzungsproduct org. Körper auf) überzeugen, so übergieße man gleiche

Gewichtstheile Glycerin und Oxalsäure mit 1/4 Wasser und erwärme im Probirglase oder in einer Schale; nur die Oxalsäure verändert sich, indem sie in Ameisensäure und Kohlensäure zerfällt:

$$C_2H_2O_4 = CO_2 + CH_2O_2.$$

Die Ameisensäure findet sich auch in den Brennhaaren der Nesseln, ferner versch. Raupen (Processionsraupe), Medusen (?) 2c.

171. Buttersäure, Amylalkohol.

Butter, Schwefelsäure, Uhrglas (Tss), St., L., Weingeist. — Brennspiritus, B.

Man nehme alte Butter oder füge zu einer Messerspitze voll frischer auf einem Uhrglase einige Tropfen Schwefelsäure und erwärme unter Umrühren gelinde; der ranzige Geruch ist der Buttersäure, $H(C_4H_7O)O$, eigen. Bringt man noch einige Tropfen Weingeist zu dieser Mischung, so entsteht obstartig riechender Buttersäure-Aethyl-Aether, (C_2H_5) $(C_4H_7O)O$.

Die Butter besteht zum größten Theil aus der Verbindung der Buttersäure mit Glyceryl, $C_3H_5{}^{III}$. Beim Ranzigwerden zerfällt diese Verbindung, daher der Geruch nach Buttersäure. Ein geringer Grad von Ranzigkeit kann der Butter durch Kneten mit Soda und nachheriges Waschen mit Wasser genommen werden, wobei das entstandene buttersaure Natron $NaC_4H_7O_2$ nebst dem Glycerin weggewaschen wird; schlechte Butter wird man damit aber nicht wieder gut machen können.

Der Amylalkohol, $C_5H_{12}O = H(C_5H_{11})O$, entsteht bei der weinigen Gährung verschiedener Körper bes. der Kartoffeln und ist daher dem Weingeist in größerer oder geringerer Menge beigemischt, vgl. Nr. 166. Der eigenthümliche Geruch und die geringere Flüchtigkeit (Nr. 169) dienen als Erkennungsmittel. Man schwenke ein Becherglas mit Brennspiritus aus oder verreibe etwas davon zwischen den Händen und prüfe den Geruch. Hat man sich etwas von dem unter dem Namen Fuselöl verkauften mit Weingeist und Wasser verunreinigten Amylalkohol verschafft, so stelle man sich die Aether desselben dar, s. 167 u. 168.

Anmerkung: Man versuche aus den erwähnten Alkoholen und Säuren die Formeln von Verbindungen (Aether) aufzustellen, welche gleichviel C, H u. O enthalten. Bsp. $C_3H_6O_2 = (C_2H_5)$ $(CHO)O$, Ameisensäure-Aethyl'äther und (CH_3) $(C_2H_3O)O$, Essigsäure-Methyläther. Solche Körper von gleichem Gehalt, aber verschiedener Zusammensetzung und verschiedenen Eigenschaften nennt man isomer (isos = gleich, meros = Theil), die Eigenschaft Isomerie.

172. Fette, Seifen, Pflaster.

Schmalz, Olivenöl, 2 Pbg., W., L., 3f., ird. Topf, St., conc. Kochsalzlösung, Seifenlösung, Brunnenw., 2 B.; Aetzammoniak; PbO, Wg., Pistill, Stearinlicht, Weingeist, Schmelzröhrchen, B., Thermometer, Korkscheibe, Sandbad, Glasröhrchen.

In einem Probirglase schüttele man einen Tropfen Oel mit Wasser; das Oel löst sich nicht auf, bleibt aber anfangs in kleinen Tröpfchen in der Flüssigkeit hängen und macht diese milchig (Emulsion). Besser gelingt der Versuch, wenn man statt Wasser eine Lösung von Gummi Arabicum nimmt; Milch und milchige Pflanzensäfte.

In einem irdenen Topfe erhitze man 30 g Baumöl und 30 g Schmalz mit 30 g ziemlich conc. Natronlauge (sp. G. 1,33) und 200 ccm Wasser unter öfterem Umrühren einige Stunden, füge dann 60 g gesättigter Kochsalzlösung hinzu und lasse nach kurzem Erhitzen erkalten. Die nach dem Erkalten auf der Salzlösung ausgeschiedene Seife wird abgenommen, mit etwas kaltem Wasser gewaschen, in einer Porcellanschale erwärmt und mit möglichst wenig Wasser in einen gleichmäßigen dicken Brei verwandelt und noch warm in Papierkästchen gegossen.

Die Fette sind Glycerylverbindungen verschiedener Fettsäuren, Stearinsäure (vorwiegend in festen Thierfetten wie Talg), Palmitinsäure (vorwiegend in festen Pflanzenfetten), Oelsäure (einer anderen Reihe angehörend, in flüssigen Fetten).

$$\left.\begin{matrix}3\,C_{18}H_{35}O\\ C_3H_5\end{matrix}\right\}O_3;\quad \left.\begin{matrix}3\,C_{16}H_{31}O\\ C_3H_5\end{matrix}\right\}O_3;\quad \left.\begin{matrix}3\,C_{18}H_{33}O\\ C_3H_5\end{matrix}\right\}O_3.$$

Aus der Natronlauge tritt 3 Na statt $C_3H_5{}^{III}$ der Glycerylverbindung ein; es entsteht fettsaures Natron und Glycerin, z. B.

$$(C_3H_5)\,(3\,C_{18}H_{35}O)\,O_3 + 3\,NaHO = 3\,Na\,(C_{18}H_{35}O)\,O + (C_3H_5)\,H_3O_3.$$

In dem Seifenleim befindet sich das fettsaure Natron, die Seife, neben Glycerin; beide werden durch Kochsalzlösung getrennt, in welcher Seife unlöslich ist (Meerwasser zum Waschen schlecht zu gebrauchen). Bei den sog. gefüllten Seifen führt man das Aussalzen nur unvollkommen aus; diese sind wegen ihres großen Wassergehaltes, den man an der anfänglichen schnelleren Gewichtsabnahme beim Trocknen erkennen kann, sehr billig. Wenn eine Seife beim Trocknen Salz auswittert, so untersuche man dieses; es wird meist NaCl sein. Cocosnußöl ist besonders geeignet mit anderen Fetten zusammen gefüllte Seifen zu erzeugen.

Seifen, welche mittelst Kalilauge bereitet sind, bleiben weich, besonders bei Gegenwart von viel Oelsäure, werden auch nicht ausgesalzen: Schmierseifen. Ihre Farbe wird durch Zusatz von Indigo (grünlich), Curcuma (gelb) 2c. hervorgebracht. Talgkernseife wird auch mit Kalilauge bereitet und dann mit Kochsalz ausgesalzen, wobei sich Natronseife und Chlorkalium bildet. Ist diese Ueberführung unvollständig, so findet man in der breiigen Schmierseife feste Körner von Natronseife. Die reine Natronseife ist fest: Toilettenseife. Der Geruch wird durch parfümirende Zusätze bewirkt.

In einem Probirglase schüttele man 4 Th. Provenceöl mit 1 Th. Aetzammoniak, nach einiger Zeit erstarrt die Masse zu einer leicht verreibbaren nach H_3N stark riechenden Ammoniakseife: flüchtiges Liniment (lat. linire = schmieren). Opodeldoc, eine ähnliche Mischung von Seife, Ammoniak, Spiritus, Kampher und wohlriechenden Oelen, wird häufig zu Einreibungen verwendet.

Man gieße von Seifenlösung zu Brunnenwasser oder irgend einer Lösung einer Magnesia- oder Kalkverbindung, so entsteht unlösliche Kalkseife in hellen Flocken. Eine solche Lösung wird nicht eher schäumend, als bis die Kalk- und Magnesiaverbindungen vollständig gefällt sind. Daher ist hartes Wasser (Nr. 104 u. 105) unvortheilhaft zum Waschen zu verwenden.

In einer Schale reibe man 5 g feingepulvertes Bleioxyd mit 9 g Baumöl sorgfältig zusammen, setze ein wenig Wasser hinzu und erhitze bei stetem Zusatz des verdampften Wassers und unter Umrühren, bis alles Bleioxyd gelöst ist und eine Probe in kaltem Wasser weiß und knetbar erscheint. Die jetzt aus Bleipflaster, $Pb(C_{18}H_{35}O_2)_2$, und Glycerin, $C_3H_8O_3$, bestehende Masse wird durch wiederholtes Kneten mit warmem Wasser geschieden. Will man das ölsaure Bleioxyd $Pb(C_{18}H_{33}O_2)_2$ von den übrigen trennen, so ziehe man das Pflaster mit Aether aus.

Man löse ein Stückchen einer (guten) Stearinkerze in erwärmtem Weingeist und stelle mittels Lackmuspapier die saure Reaction fest. Beim Erkalten scheiden sich undeutliche, perlmutterglänzende Schuppen von Stearin- und Palmitinsäure ab. Zur Bestimmung des Schmelzpunktes kann man einige trockene Schüppchen in ein durch Ausziehen und Zuschmelzen eines weiteren Glasrohrs erzeugtes enges Röhrchen schieben, das sich mittels seines weiteren Randes bequem durch eine Korkscheibe hindurch in einem Becherglase mit Wasser aufhängen läßt. Dieses erwärmt man langsam und beobachtet gleichzeitig ein in das Wasser tauchendes Thermometer. Mit dem Schmelzpunkt muß man aber auch den Erstarrungspunkt vergleichen.

Erhitzt man ein kleines Stückchen Stearin in einem dünnwandigen Glasröhrchen, so tritt vor dem Sieden Zersetzung ein; es entstehen brennbare Gase und Dämpfe, welche am offenen Ende des Röhrchens angezündet werden können, s. S. 66.

---

33. Mehrbasische Säuren.

173. Oxalsäure und Bernsteinsäure.

Sauerklee, Kfl., Thierkohle, Glr., Wasserbad, Pbp., $CaCl_2$, Ammoniak, Schwefelsäure. — Braunstein, Bernstein, Glasröhrchen, Fließpapier, Fe_2Cl_6, Uhrschale, Weingeist, 2 Pbgl.

Die auf Seite 57—59 behandelte Oxalsäure gehört einer Reihe organischer Säuren an, welche 2 H des Moleküls durch Metall oder ein anderes Radical ersetzen können, und deren Radicale wie die der fetten Säuren immer um CH_2 wachsen.

Das erste Glied dieser Reihe ist Oxalsäure, $H_2(C_2O_2)O_2$; das zweite Malonsäure, $H_2(C_3H_2O_2)O_2$, das dritte Bernsteinsäure, $H_2(C_4H_4O_2)O_2$ 2c.

Fast alle entstehen durch Oxydation der Fette mittels Salpetersäure, einige bes. Oxalsäure und Bernsteinsäure noch auf andere Weise (vgl. S. 57 u. 58).

Will man sich von dem Vorkommen der Oxalsäure in Pflanzensäften überzeugen, so koche man Sauerklee oder Rhabarber mit wenig Wasser und filtrire; das Filtrat wird eingekocht und, mit etwas Thierkohle vermischt (um zu entfärben), wiederum warm filtrirt; ist die Lösung hinreichend concentrirt, so schießen farblose Krystalle des sauren Kalisalzes an, $KH(C_2O_2)O_2$.

Man erwärme einen Krystall der Oxalsäure in einem Glasröhrchen, das in lebhaft siedendes Wasser taucht; der Krystall wird langsam schmelzen (98 ° Schmelzp.); man erwärme weiter und überzeuge sich durch den Geruch und Probirpapier von der Entwickelung von Gasen, CO u. CO_2, und saurer Dämpfe, Ameisensäure, $H(CHO)O$. Bei schnellerem Erhitzen sublimirt ein Theil der Säure.

Man erkennt die Oxalsäure an der Unlöslichkeit ihrer Salze (außer den Alkali- und Eisensalzen, S. 59), besonders aber an dem Niederschlag in Kalklösung ($CaCl_2$) bei Gegenwart von Ammoniak; dieser N. ist in Salzsäure, nicht in Essigsäure löslich.

Läßt man conc. Schwefelsäure auf die Oxalsäure einwirken, so erhält man CO und CO_2; letzteres kann man entfernen, wenn man das

Gas durch Natronlauge leitet; Erkennung von CO? — $H_2(C_2O_2)O_2 + H_2SO_4 = H_2SO_4 + H_2O + CO + CO_2$, s. S. 57.

Man stelle denselben Versuch mit sehr verdünnter Schwefelsäure (1 : 16) und Braunstein an; es entwickelt sich nur CO_2. Das MnO_2 oder Mn_2O_3 des Braunsteins giebt O ab und wird zu MnO, Manganoxydul, welches mit Schwefelsäure schwefelsaures Manganoxydul, $MnSO_4$, bildet. Da die verdünnte Schwefelsäure die Oxalsäure nicht angreift, so dauert die Kohlensäureentwickelung nur so lange, als der Braunstein O abgeben kann. Man hat hierin ein vorzügliches Mittel den Gehalt einer Braunsteinsorte an MnO_2 — man pflegt den „disponiblen" Sauerstoff immer als MnO_2 zu rechnen — zu bestimmen.

Die Bernsteinsäure, $H_2(C_4H_4O_2)O_2$, stellt man sich am bequemsten dar, wenn man in einem Glasröhrchen ein Stück Bernstein der langsamen trockenen Destillation aussetzt. Aus dem den Glaswänden anhaftenden Destillat suche man durch Löschpapier das Oel zu entfernen, löse in einigen Tropfen heißen Wassers auf einer Uhrschale, bringe einen Tropfen Eisenchlorid dazu: blaß braunrother Niederschlag des bernsteinsauren Eisensalzes. Die Untersuchung des Schmelzpunctes (180 °) und der Zerlegung in Wasser und Anhydrid, $C_4H_4O_3$, gelingt erst, wenn man eine etwas größere Menge durch Kochen mit Salpetersäure und Umkrystallisiren aus heißem Wasser hat reinigen können.

Die Bernsteinsäure kommt sehr häufig vor; sie ist fertig gebildet in Bernstein, Braunkohlen, Terpentin, Wermut und a. Pflz., ist auch in thierischen Organismen, z. B. Milz nachgewiesen, sie bildet sich bei der Oxydation der Fette durch Salpetersäure, bei der alkoholischen Gährung (Nr. 166), bei der Gährung äpfelsaurer Salze 2c.

Auf die in Nr. 167 beschriebene Weise versuche man auch mit Oxalsäure und Bernsteinsäure die Aethyläther darzustellen: $(C_2H_5)_2(C_2O_2)O$ und $(C_2H_5)_2(C_4H_4O_2)O_2$. Es sind aromatisch riechende Oele, welche beim Kochen mit Kali wieder in Aethylalkohol und das betr. Kalisalz zerfallen.

174. Aepfelsäure.

Unreife Vogelbeeren, Leinwandlappen, W., Zf., 2 Kfl., Kalkmilch, St., Pbgl., 3 Ftr., Salpeters., B., 2 Tss., essigs. Bleioxyd, Glr, H_2S-Apparat.

Die Darstellung der Aepfelsäure, $H_2(C_4H_4O_3)O_2$, gehört zu den umständlicheren. Unreife Vogelbeeren (Sorbus aucuparia), auch unreife Aepfel — weniger gut eignen sich die verschiedene Säuren enthaltenden Johannisbeeren, Stachelbeeren und Kirschen —,

werden ausgepreßt, der Saft bis zum Sieden erhitzt und dazu Kalkmilch, aber nicht bis zur völligen Neutralisation hinzugefügt. In sandigen kleinen Krystallen fällt neutraler äpfelsaurer Kalk, $Ca(C_4H_4O_3)O_2$, den man durch Decantiren und Filtriren trennt, dann in verdünnte warme Salpetersäure einträgt, woraus sich beim Erkalten saurer äpfelsaurer Kalk, $Ca[H(C_4H_4O_3)O_2]_2$, abscheidet. Diesen trennt man wieder durch Filtration und reinigt ihn durch Umkrystallisiren aus heißem Wasser, fällt dann aus heißer Lösung mittels essigsauren Bleioxyds äpfelsaures Bleioxyd, $Pb(C_4H_4O_3)O_2$, das gewaschen und endlich in Wasser suspendirt einem Strome von H_2S ausgesetzt wird, wodurch PbS gefällt und $H_2(C_4H_4O_3)O_2$ isolirt wird. Nach dem Eindampfen bis zur Syrupdicke scheidet sich die zerfließliche Säure in Nadeln ab. Man erwärme einige derselben im Glasröhrchen, Schmp. 100°; Wasserabgabe bei 130°; Zerlegung bei 175° bis 180° in Wasser, Maleinsäure, $H_2(C_4H_2O_2)O_2$, und Fumarsäure, $H_2(C_4H_2O_2\ O_2$ (im isländischen Moos, Erdrauch (Fumaria off.) 2c.). Diese beiden letzten Säuren werden mit der Aepfelsäure in eine Gruppe gerechnet.

Ein hohes chemisches Interesse hat die Aepfelsäure durch ihre Verwandlungen, darunter:

1. Bei Gegenwart von Hefe und faulem Käse gährt sie und zerlegt sich nach der Formel:

$$3\,C_4H_6O_5 = 2\,C_4H_6O_4 + C_2H_4O_2 + 2\,CO_2 + H_2O$$

Aepfelsäure Bernsteinsäure Essigsäure.

2. Wenn dieselbe mit conc. HJ in einem zugeschmolzenen starken Glasrohr einige Zeit auf 130° erhitzt wird, so wird sie unter Ausscheidung von Jod zu Bernsteinsäure reducirt:

$$C_4H_6O_5 + 2\,HJ = H_2O + 2\,J + C_4H_6O_4.$$

3. Durch Erwärmen mit Salpetersäure wird sie in Oxalsäure verwandelt:

$$C_4H_6O_5 + 8\,HNO_3 = 2\,C_2H_2O_4 + 5\,H_2O + 8\,NO_2.$$

4. Durch Erhitzen mit KHO entsteht oxalsaures und essigsaures Kali:

$$C_4H_6O_5 + 3\,KHO = KC_2H_3O_2 + K_2C_2O_4 + 2\,H + 2\,H_2O.$$

Solche Beispiele für Ueberführung organischer Verbindungen in andere meist anderen Gruppen angehörenden sind nicht selten, werden aber häufig mit complicirten Mitteln ausgeführt.

175. Weinsäure, Citronensäure.

Weinstein, W., B., Kfl., Weinsäure, Glasröhrchen, L., Pbp, 2 Pbgl., Schwefelsäure, Silberlösung. — 2 B., Soda, Kfl., Ammoniak, Wg.

Kann man rohen Weinstein, saures weinsaures Kali, $KH(C_4H_4O_4)O_2$, welcher sich aus dem Wein abscheidet, je mehr dessen

Gehalt an Weingeist wächst, bekommen, so reinige man die durch niedergeschlagenen Farbstoff verunreinigte und dunkel gefärbte Masse durch Umkrystallisiren aus heißem Wasser. Die Löslichkeit ist bei Siedetemperatur 1 : 15, in kaltem Wasser 1 : 240. Sonst löse man käuflichen Weinstein und lasse eine Partie der Lösung ruhig und langsam erkalten, es entstehen große Krystalle. Eine andere Portion kühle man unter Umrühren ab; die jetzt ausgeschiedene feine Krystallmasse heißt Weinsteinrahm, Cremor tartari.

Trocknen Weinstein erhitze man in einem Tiegel, bis keine Entwickelung gasförmiger Verbindungen mehr stattfindet; der Rest besteht aus Kohle und K_2CO_3, Nr. 86.

Eine warme Lösung von reinem Weinstein (Gewicht feststellen) wird mit einer Lösung von $CaCl_2$ versetzt, so lange noch ein Niederschlag entsteht; es fällt unlöslicher weinsaurer Kalk, $Ca(C_4H_4O_4)O_2 + 4H_2O$. Diesen wäscht man in einem glatten Filter aus, durchstößt dann das Filter und spült den Niederschlag ohne Verlust in ein Becherglas. Dann fügt man $^1/_2$ so viel conc. Schwefelsäure hinzu als der angewendete Weinstein gewogen hat, und filtrirt. Nach dem Eindampfen und Abkühlen scheidet sich die Weinsäure, $H_2(C_4H_4O_4)O_2$, in schönen wasserfreien, luftbeständigen Krystallen ab, während $CaSO_4$ ungelöst auf dem Filter geblieben ist.

Die Weinsäure, $C_4H_6O_6$, steht in demselben Verhältniß zur Aepfelsäure, $C_4H_6O_5$, wie diese zu der Bernsteinsäure, $C_4H_6O_4$, und kann auch auf dieselbe Weise (mit HJ im zugeschmolzenen Glasrohr erhitzt) in dieselbe verwandelt werden. Die Veränderungen in der Hitze sind wenig abweichend. Man bringe einen Weinsäurekrystall trocken in ein Glasröhrchen und erhitze langsam; bei 170° — 180° tritt Schmelzen ein und Verwandlung in andere isomere Weinsäuren, dann erst entweicht Wasser, und Weinsäureanhydrid, $C_4H_4O_5$, bleibt zurück. Bei noch stärkerer Erhitzung tritt Zersetzung ein, saure Dämpfe — darunter Essigsäure und Ameisensäure — und andere einfache Verbindungen, wie Aldehyd, Wasser, Kohlensäure, C_2H_4, endlich brenzliche Producte entweichen unter Zurücklassung von Kohle. Bei lebhafter Zersetzung kann man die Gase und Dämpfe anzünden. Daher ist auch die reducirende Wirkung der Weinsäure zu erklären. Kocht man nämlich krystallisirte Weinsäure mit conc. Schwefelsäure, so entweicht nebst CO und CO_2 auch SO_2. Oder erwärmt man Weinsäurelösung mit Silberlösung, so wird das Silber metallisch ausgeschieden.

Selbst Verbindungen der Weinsäure kommt diese reducirende Eigenschaft zu. Man neutralisire eine Lösung von saurem weinsauren Kali mit Soda, so entsteht weinsaures Natron-Kali, das

sog. Seignettesalz*), $KNa(C_4H_4O_4)O_2$, das man aus conc. Lösung in schönen Krystallen mit 4 H_2O als Krystallwasser erhalten kann. Tröpfelt man zu einer Lösung desselben salpetersaures Silber, wäscht den Niederschlag einmal durch Uebergießen mit Wasser und fügt nun tropfenweise gerade so viel Ammoniak hinzu, daß eine ziemlich klare Lösung entsteht — man vermeide aber ja einen Ueberschuß von H_3N —, so hat man eine Flüssigkeit, welche an die Wände ihres Gefäßes Silber in spiegelnder Fläche absondert.

Nebst der reducirenden Wirkung ist die Schwerlöslichkeit des sauren Kalisalzes, besonders bei Gegenwart von Weingeist ein Erkennungsmittel der Weinsäure, Nr. 164, S. 198.

Die noch isolirt dastehende Gruppe der dreibasischen Säuren hat als Vertreter die Citronensäure $H_3(C_6H_5O_4)O_3$. Diese kommt im Pflanzenreich ebenso häufig vor wie die Weinsäure, in Stachelbeeren, Johannisbeeren, Vogelbeeren, bes. in den Citronen. Den Saft der Citronen läßt man bis zur beginnenden Gährung stehen, worauf er sich besser vom Schleim befreien läßt, dann erst stellt man aus demselben die Citronensäure ganz ebenso dar, wie die Weinsäure aus Weinsteinlösung.

Man untersuche die Veränderungen durch Wärme (Krystallwasser), ferner verschiedene Niederschläge mit Metallsalzen bei verschiedenen Temperaturen.

---

34. Glycerin.

176. Glycerin, Allylverbindungen.

Olivenöl, PbO, L., 3f., Sandbad, St., 5 B., W., H_2S-Apparat, 2 Uhrgläser, Weingeist, Wg. — [Conc. Schwefelsäure, conc. Salpetersäure, 2 B., W., Löschpapier, Hammer.] —

Das Glycerin, $H_3(C_3H_5)O_3$ wird, Nr. 172, als Nebenproduct bei der Stearinkerzenfabrikation im Großen gewonnen. Will man die Darstellung selbst versuchen, so verfahre man wie der Entdecker Scheele, 1779. Man verreibe Olivenöl mit dem halben Gewicht feinen Bleioxyds und erhitze in einer Schale auf dem Sandbade unter Umrühren, bis das zähe fettsaure Bleioxyd, s. Nr. 172, plastisch geworden ist und an den feuchten Fingern nicht mehr klebt (Pflaster).

*) Anm.: Man hebe von demselben etwas für Nr. 178 auf.

Den noch flüssigen Theil, Glycerin und etwas Feuchtigkeit, ziehe man mit Wasser aus und leite durch diese Lösung Schwefelwasserstoff, um das gelöste Bleioxyd zu entfernen. Erst dann dampfe man bis zu Syrupdicke ein und untersuche jetzt das reine Glycerin. Man lasse einen Tropfen von einem Glasstabe in Wasser fallen; er sinkt zu Boden (sp. Gew. 1,26), nachher aber, besonders beim Umrühren, vertheilt er sich vollständig. Glycerin zieht sogar Wasser an und wird in schlecht verstopften Flaschen dünner. Man fülle 2 Uhrgläser (oder kleine Schalen) mit Glycerin, wäge das eine genau und lasse es kalt (aber staubfrei) einige Tage stehen: sein Gewicht wird zunehmen. Das andere stelle man warm hin: der Inhalt wird nicht verdunsten. Man benutzt das Glycerin deshalb und, weil es Metalle nicht angreift, zum Schmieren, zur Füllung von Gasuhren, Libellen ꝛc. Ein Stück Thierblase, welches mit Glycerin eingerieben ist, bleibt biegsam, Thon damit versetzt bleibt plastisch. Zum Einreiben spröder Haut und zur Füllung von Seifen ist es auch zu empfehlen.

Man probire den Geschmack des Glycerins; es schmeckt süß, daher sein Name Oelsüß oder Glycerin (gr. glykys = süß). Zu einer mit Wasser verdünnten Portion setze man reinen Weingeist; dadurch entsteht ein Liqueur, dem nur noch würzende und parfümirende Zusätze fehlen. Selbst dem Wein wird betrüglicherweise Glycerin zugesetzt, um dem Getränk mehr „Körper" zu geben.

Die natürlich vorkommenden Fette, welche in Nr. 172 als salzartige Verbindungen der Fettsäuren hingestellt sind, lassen sich ebensogut als Aether des Glycerins erklären, dessen 3 radicale H theilweise oder alle durch Säureradicale ersetzt sind, also

$$\text{Stearin}\ \left.\begin{matrix}C_3H_5\\(C_{18}H_{35}O)_3\end{matrix}\right\}O_3;\quad \text{Palmitin}\ \left.\begin{matrix}C_3H_5\\(C_{16}H_{31}O_3)_3\end{matrix}\right\}O_3;$$

$$\text{Olein}\ \left.\begin{matrix}C_3H_5\\(C_{18}H_{33}O)_3\end{matrix}\right\}O_3.$$

Will man sehr vorsichtig verfahren, so mag man etwas Nitroglycerin darstellen; halte aber keinen Vorrath davon, weil es sich bei längerem Stehen von selbst unter Explosion zersetzt. Zu einem kalten Gemisch von Salpetersäure und Schwefelsäure setze man einige Tropfen Glycerin, füge dann Wasser hinzu und gieße von dem am Boden abgeschiedenen Oel ab. In dem Glycerin ist aller radicale Wasserstoff durch NO_2 ersetzt: $(NO_2)_3(C_3H_5)O_3$. Das Oel hat einen brennend süßen Geschmack, ist aber giftig. Durch einen kräftigen Stoß — ein von Fließpapier aufgenommenes Tröpfchen wird auf einem Stein, besser Ambos, mit einem Hammer geschlagen — explodirt das frische Nitroglycerin momentan und mit furchtbarer Gewalt, indem es in CO_2, N, N_2O und H_2O zerfällt.

$$2\,C_3H_5N_3O_9 = 6\,CO_2 + 5\,H_2O + N + N_2O.$$

Nach längerem Stehen wird es sauer und explodirt freiwillig, wenn es gefroren gewesen ist, ebenfalls. Man nennt es Sprengöl, auch wohl nach dem Entdecker Nobel'sches Sprengöl, 1862.

Da sich bei der Zersetzung des Nitroglycerins 1300 Vol. Gase (Schießpulver nur 800), im Vergleich zu dem Raum des Oels, entwickeln und diese durch die Erhitzung auf das 8-fache ausgedehnt werden, so hat dieser Körper eine ungeheure Sprengkraft, ist aber so gefährlich zu transportiren und aufzubewahren, daß er in manchen Ländern verboten ist.

Unter Dynamit wird ein etwas weniger gefährliches Präparat verkauft, welches ungefähr 25 % Infusorienerde (feine Kieselpanzer niederer Thiere) enthält. Aehnliche Sprengmittel sind Lithofracteur oder Dualin (N. mit Sägespänen, welche ebenfalls durch Einwirkung von Salpeter-Schwefelsäure explosiv gemacht sind), Cellulosedynamit (N. mit schwach gebrannter Holzkohle), Coloniapulver, Fulminatin u. a.

Chemisch wichtig ist die Verwandlung des dreiwerthigen Radicals Glyceryl in das einwerthige isomere Allyl, so genannt, weil Verbindungen desselben in Zwiebelarten (Allium) vorkommen.

Man stellt aus demselben einen Alkohol $H(C_3H_5)O$, verschiedene Aether ꝛc. dar. Dem Allyläther $(C_3H_5)_2O$ entspricht eine Schwefelverbindung, welche als ein Aether anzusehen ist, in welchem der Sauerstoff durch Schwefel ersetzt ist, das Schwefelallyl, $(C_3H_5)_2S$. Gewinnen kann man diese Verbindung durch Destillation von Knoblauch mit Wasser als ein auf Wasser schwimmendes Oel (Knoblauchöl) von widerlichem Geruch. Prüfung auf Schwefelgehalt durch blankes Silber.

Durch Gährung schwarzer Senfsamen wird Senföl $(CN)(C_3H_5)S$ erhalten, der wirksame Bestandtheil des Senfs und des Mostrichs.

Aehnliche Verbindungen bedingen den Geschmack des Meerrettigs u. a. Pflanzen.

---

35. Kohlenhydrate.

177. Zucker.

Krystall von Kandiszucker, Hutzucker, Reibschale, 2 Tff., Kfl., Schale, L., W., Zf. mit Sandbad. — Honig, Weing., Kfl., 2 Tff., St., Schale, Glasscheibe, B. — Wg., Glr. —

Man vergleiche ein gut krystallisirtes Stück Kandiszucker mit einem Stück Hutzucker. Während an dem ersteren die Krystallflächen

oft sehr regelmäßig ausgebildet sind, sind sie an letzterem sehr klein und lassen sich nur durch den spiegelnden Glanz erkennen. Der erstere hat fast die Durchsichtigkeit des Eises, letzterer erscheint weiß wie der fein krystallisirte Schnee.

Man stoße ein Stück Hutzucker, feuchte es mit wenig Wasser an und erwärme bis zum Schmelzen; beim Erkalten erstarrt die Masse wieder zu einer hutzuckerähnlichen Masse. Löst man aber in etwas mehr Wasser und läßt langsam erkalten, so schießen größere Krystalle an.

Einen Theelöffel voll gestoßenen Hutzucker koche man mit 50 ccm Wasser und einem Tropfen conc. Schwefelsäure. Beim Erkalten der eingedampften Masse werden nur warzenähnliche Körper ausgeschieden, während ein Theil gelöst bleibt. Der krystallisirte Zucker, Rohrzucker genannt wegen seiner Gewinnung aus Zuckerrohr — seit 1747 in Europa auch aus Rüben, in Nordamerika geringe Quantität aus Ahorn gewonnen — ist in zwei Zuckerarten zerlegt worden, von denen die eine, Traubenzucker, noch unvollkommen krystallinisch in warzenähnlichen Häufchen ausgeschieden wird, die andere, Fruchtzucker, aber nur syrupähnlich und dickflüssig gemacht werden kann. Will man sich Traubenzucker, den man in verschiedenen Früchten wie Rosinen, Pflaumen, Trauben ꝛc., besonders aber im Honig vorfindet, darstellen, so nehme man von letzterem eine Portion und schüttele diese mit kaltem ziemlich starken Weingeist, gieße das gelöste in eine Krystallisationsschale und sammle beim Verdunsten die warzenähnlichen Krystalle. Die Löslichkeit in kaltem starken Weingeist unterscheidet den Traubenzucker von den übrigen Zuckerarten; in absolutem Alkohol ist er auch nicht mehr löslich.

Hat man eine hinreichende Menge Traubenzucker erhalten, so nehme man eine gleiche Menge Hutzucker, löse beide in gleichviel Wasser und prüfe den Geschmack; der Rohrzucker ist der süßere.

In einer Schale (Tiegel) erwärme man Rohrzucker, bis derselbe zu einer zähen gelblichen Masse zerflossen ist, und gieße diese auf eine Glasscheibe, auf welcher sie glasig erstarrt: Gerstenzucker, Bonbon. Nach einigen Wochen wird die Masse undurchsichtig und bröcklig, weil sie wieder krystallisirt.

Den in der Schale gebliebenen Rest erwärme man langsam weiter; außer geringen Mengen anderer Zersetzungsproducte, nach welchen der gebrannte Zucker riecht, gehen Wasserdämpfe fort, während der braun werdende Rückstand sich aufbläht. Bei ungefähr 200° ist die Umwandlung vollendet. Man läßt abkühlen und löst in Wasser; dasselbe erhält einen etwas bitteren Geschmack und braune Farbe: Caramel, Rumfarbe. Selbst zum Färben von Suppen findet diese Verbindung Anwendung.

Eine kleine Portion, circa 1 g, erhitze man in einem passenden

Glasrohr, dessen Gewicht man kennt, so lange (250°—300°), bis ein zu Thränen reizender Dampf, dann brennbare Gase und theerige Producte weggegangen sind und nur noch Kohle übrig geblieben ist. Vergleicht man das Gewicht der letzteren mit dem Gewicht des in der Formel angegebenen Kohlenstoffs, $C_{12}H_{22}O_{11}$, so findet man, daß von den 42 Proc. des Kohlengehalts im Zucker 8—10 Proc. in flüchtigen Verbindungen weggegangen sind, worauf auch die große Brennbarkeit der letzten Destillationsproducte hindeutet.

Bei der Darstellung des Caramels beobachtete man nur weggehendes Wasser in namhafter Menge; man stellt die Umwandlung deshalb dar durch die einfache Formel:

$$C_{12}H_{22}O_{11} = C_{12}H_{18}O_9 \text{ (Caramel) } + 2H_2O.$$

Ebenso einfach denkt man sich durch Wasseraufnahme den Uebergang des Rohrzuckers in Traubenzucker und Fruchtzucker, welche beide die Formel $C_6H_{12}O_6$ haben:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = 2C_6H_{12}O_6.$$

Alle Verbindungen, welche hier unter dem Abschnitt Kohlenhydrate behandelt werden, bestehen aus C, H und O, letztere aber in dem Verhältniß, wie sie sich in der Verbindung Wasser vorfinden.

178. Fortsetzung.

Rohrzucker, Schwefelsäure, Gestell mit Pbgl., L., Pbp. — W., $CuSO_4$, Seignettesalz, Natronlauge, 2 B., Zf. mit Sandbad, St., Tss. — Milch, Lab, B., Tss., Ammoniak, essigs. Bleioxyd.

Man behandle eine Messerspitze voll Zucker mit 1—2 Tropfen conc. Schwefelsäure; es tritt Schwärzung auf, indem die Schwefelsäure die Elemente des Wassers herauszieht und Kohlenstoff sowie humusartige, dunkel gefärbte Verbindungen zurückläßt; gleichzeitig tritt Ameisensäure (saures Destillat) und SO_2 auf (die Schwefelsäure ist also reducirt worden). Man mache denselben Versuch mit verdünnter Schwefelsäure; es wird sich der Traubenzucker von dem Rohrzucker als der leichter zersetzbare unterscheiden.

Die genaue Unterscheidung geschieht durch eine alkalische Kupferlösung. Man löse gleiche Mengen krystallinischen Kupfervitriol, $CuSO_4 + 5H_2O$, und Seignettesalz, $KNa(C_4H_4O_4)O_2 + 4H_2O$ (Nr. 175) in heißem Wasser, mische sie langsam und setze so lange verdünnte Natronlauge dazu, bis aller Niederschlag selbst bei Siedehitze verschwunden ist. Setzt man hiervon zu einer siedenden Lösung von Zucker (ausgen. Rohrzucker), so wird die blaue Lösung durch Desoxydation entfärbt, und rothes Kupferoxydul scheidet sich am Boden der Schale ab, bis aller Zucker oxydirt ist. Hat man den Gehalt der Kupferlösung durch Probiren mit einer Zuckerlösung von bekanntem

Procentgehalt festgestellt, so hat man in dieser Methode ein Mittel zur quantitativen Bestimmung des Zuckergehalts einer Lösung. Will man Rohrzucker ebenso nachweisen, so muß man denselben erst in anderen Zucker (Nr. 177) verwandeln. Jedenfalls kann man mit dieser Reaction die Verfälschung des Streuzuckers, der aus Rohrzucker bestehen soll, mit anderem Zucker, sogen. Krümelzucker, nachweisen.

Das Verhalten des Zuckers gegen oxydirende Substanzen überhaupt, mag man aus seiner Veränderung durch Salpetersäure (S. 57) ableiten.

Auch die Umwandlung verdünnter Zuckerlösungen durch Gährung sind schon Nr. 166 behandelt. Ein größerer Zuckerzusatz (zu Früchten ꝛc.) dient conservirend.

Will man Milchzucker, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, darstellen, so scheidet man aus süßer Milch den Käsestoff (Casein) durch Lab (Stücke vom Labmagen der Wiederkäuer) ab, verdunstet die abgegossenen Molken bis zu einem dicken Syrup. Aus diesem scheiden sich bei längerem Stehen an einem kühlen Orte harte durchscheinende Krusten von Milchzucker ab, der noch durch Umkrystallisiren aus heißem Wasser gereinigt werden muß. Die schwer löslichen Krystallkörner des Milchzuckers (1 Th. in 6 Th. kalten oder 2 Th. warmen Wassers) knirschen zwischen den Zähnen und schmecken wenig süß. Die alkoholische Gährung mit Hefe geschieht langsamer und auf einem Umwege, indem der Milchzucker zuvor in eine andere Verbindung übergehen muß, dagegen entsteht in Berührung mit Käsestoff sehr bald Milchsäure, $H_2(C_3H_4O)O_2$, das dritte Glied einer Reihe zweibasischer Säuren, welche mit der Kohlensäure $H_2(CO)O_2$ beginnt. Vgl. Oxalsäure, Nr. 173. Sauerwerden der Milch.

Will man unterscheidende Reactionen haben für den Milchzucker und andere Zuckerarten, so probire man mit der alkalischen Kupferlösung; sie wird schon in der Kälte zerlegt.

Man erwärme in 3 Probirgläsern Rohrzucker, Traubenzucker und Milchzucker mit verdünntem Ammoniak und einigen Tropfen Bleizuckerlösung; der Niederschlag des ersten Glases bleibt beim Kochen weiß, der des zweiten wird schon beim Erwärmen roth, der des dritten erst nach längerem Kochen röthlich.

179. Gummi, Stärkemehl, Dextrin.

Kfl., W., lein. Lappen, B., Kirschgummi (Gummi Arabicum), Salzsäure, Weingeist, Pbp., Schwefels., Pbgl. — Schale, Wasserbad, Sandbad, 3f., L., 4 Pbgl., Alkohol, W., Tiegel, Wg.

Das vorwiegend an den Küsten des rothen Meeres ausgeführte Gummi Arabicum ist der eingetrocknete Saft von Akazienarten. Bei uns trifft man ähnliche Ausflüsse an Kirsche, Pflaumen ꝛc.

Man löse etwas Gummi-Arabicum oder Kirschgummi in warmem Wasser, gieße das Klare durch ein leinenes Tuch, säuere mit etwas Säure an und fälle mit Weingeist. Der Niederschlag ist **Gummi** oder **Arabin**, $C_6H_{10}O_5$ (oder ein Vielfaches), welches wie eine Säure an Ca oder Alkalimetalle gebunden gewesen ist. Durch Wiederholung dieser Operation kann das Gummi rein erhalten werden. Man prüfe die saure Reaction der reinen Gummilösung.

Man mache einige beim Zucker angegebene Operationen: Erhitzen im Glasröhrchen, Erwärmen in einem Schälchen rc. — Eine Messerspitze voll Gummi koche man einige Zeit mit verdünnter Schwefelsäure, bis die Reactionen auf Traubenzucker deutlich sind.

Aus einer Lösung fälle man mittels Alkohol. —

Etwas bei 100° (im Wasserbade) getrocknetes Gummi versuche man in Wasser zu lösen; es geht langsam und unvollkommen, denn das Gummi quillt nur froschlaichartig auf. Ein geringer Zusatz von Kalilauge (tropfenweise) macht die Lösung wieder schleimig. Auch Gummilösungen, welche bei längerem Stehen ähnlich werden wie das getrocknete Gummi lassen sich durch Zusatz von Wasser und einem Tropfen Kalilauge meist wieder brauchbar machen.

Dem Gummi sind die Pflanzenschleime ($C_{12}H_{20}O_{10}$ wahrscheinliche Formel) nahe verwandt.

Die **Stärke**, $C_6H_{10}O_5$ (oder ein Vielfaches), findet sich im Pflanzenreiche sehr verbreitet, im Mark von Palmen, Samen von Getreide, in Hülsenfrüchten, Kastanien, Eicheln, in unterirdischen Stengeltheilen (Wurzelstock, Rhizom) rc. — Vergleichung des Stärkegehalts einiger Erzeugnisse:

Weizenmehl	57—67 Proc.	Buchweizen	65 Proc.
Roggenmehl	54—61 „	Bohnen	37 „
Reis	85—86 „	Erbsen	40 „
Mais	66—67 „	Kartoffeln	16—23 Proc.

Die Stärkekörnchen haben in jeder Pflanze eine bestimmte Form; ihre Beobachtung mit einem Mikroskop ist lehrreich und nicht schwer.

Die Darstellung aus den Kartoffeln erfordert zunächst Zerreiben der Knollen und Auswaschen auf einem feinen Haarsiebe, welches unter Wasser taucht. Die schweren Stärkekörnchen (sp. Gew. 1,5) senken sich zu Boden und werden durch Aufrühren in neuen Wassermengen gereinigt. Die so erhaltene Kartoffelstärke (Amidam) darf weder Geruch noch Geschmack besitzen.

Man erwärme eine gewogene Menge lufttrockener Stärke eine halbe Stunde lang auf dem Wasserbade; die Gewichtsabnahme ist auf Wasser zu rechnen, welches in den Körnchen mechanisch eingeschlossen gewesen ist.

Vorsichtig und unter stetem Umrühren erhitze man auf einem Sandbade weiter, bis die Stärke gelblich geworden ist. Eine Probe dieser Masse löse man in Wasser; die Stärke ist also, ohne daß Zersetzung stattgefunden hat, in einen löslichen isomeren Körper, Dextrin, $C_6H_{10}O_5$, verwandelt. Eine andere Probe mag man mit starkem Weingeist, eine dritte mit concentrirtem Alkohol erwärmen; nur im letzten Falle tritt wieder Lösung ein (wesentliches Erkennungsmittel). Häufig benutzt man Dextrin als Nahrungsmittel (Sago von Palmen, Kartoffelsago), zum Appretiren in der Färberei, zum Leimen von Papier 2c.

Wird ein Theil des Dextrins in einem Tiegel weiter erhitzt, so entsteht eine braune Masse, Pyrodextrin, welches ähnlich dem Caramel mit brauner Farbe in Wasser löslich, aber ohne Geschmack ist (Brodrinde).

Die weitere Erhitzung liefert fast dieselben Destillationsproducte, ferner rückständige Kohle wie der Zucker.

180. Fortsetzung.

Pbgl. mit Gestell, L., W., (Thermometer), Stärke, Ziegelstein, 2 B., Jodlösung, Weingeist und Alkohol, Schwefelwasserstoff- u. Chlorwasser, rohe Salpetersäure, Wg., KJ, weißes Löschp., Pulverglas, 2 Tss., St., alkal. Kupferlösung, Malz, Tr., Ftr.

In einem Probirglase erwärme man eine Messerspitze voll Stärke mit 2—3 cm hoch Wasser langsam und vorsichtig unter Umschütteln. Kann man mit einem gleichzeitig eingetauchten Thermometer die Temperatur bestimmen, so wird man bei etwas über 72° Aufquellen bemerken. Die Stärkekörnchen sind in Kleister übergegangen. Aber auch in diesem ist das Wasser nicht chemisch gebunden; läßt man unter 0° abkühlen, so gefriert bloß das Wasser; oder breitet man den Kleister auf einem porösen Ziegelstein aus, so wird das Wasser aufgesogen, und der Kleister bleibt in Form feiner Häutchen zurück. Eine Portion Kleister lasse man an der Luft längere Zeit stehen; er wird sauer (Milchsäuregährung wie beim Milchzucker).

Zu sehr verdünnter Kleisterlösung bringe man einen Tropfen dünner Jodlösung (Jod in Wasser), der Kleister wird intensiv blau, durch größere Mengen von Jod fast schwarz gefärbt. Der blaue Niederschlag, die Jodstärke, ist eine sehr schwache Verbindung, sie wird durch längeres Stehen oder Erhitzen entfärbt, weil das Jod sich verflüchtigt. Chemisch verändernd, daher entfärbend wirken Alkohol (löst Jod auf), Kali, Schwefelwasserstoff, schweflige Säure (bilden Verbindungen), Chlor (tritt an Stelle des Jod) 2c. — NO_2 (in roher oder rauchender Salpetersäure) und Ozon (der durch Gegenwart von Phosphor, bei Entwickelung von Reibungselektricität 2c. veränderte

stark oxydirende Sauerstoff der Luft) sind im Stande Jodkalium zu zerlegen und das Jod zur Färbung von Stärke frei zu machen. Man koche 1 Th. Stärke mit 50 Th. Wasser und füge zu dem dünnen Kleister 1 Th. Jodkalium. Mit dieser Flüssigkeit tränke man Papierstreifen, trockne sie im Luftzuge und bewahre sie in einem wohlverschlossenen Gefäße mit der Aufschrift: Jodkaliumstärkekleister. Man hat in demselben ein Reagens auf NO_2, Ozon, freies Cl u. Br.

In einer Schale verwandle man 5 g Stärke mit dem zehnfachen Wasser zu Kleister und koche unter Zusatz von $2^1/_2$ g Schwefelsäure, welche mit dem dreifachen Vol. Wasser verdünnt worden ist, so lange, bis eine mit einem Glasstabe herausgenommene Probe von Jod nicht mehr blau gefärbt wird. Die Färbung wird zuerst statt blau roth, dann rothbraun, endlich gelb sein. Der anfangs dickliche Kleister ist jetzt so dünnflüssig geworden, daß er sich bequem filtriren läßt. Eine genaue quantitative Untersuchung würde ergeben, daß 3 Mol. Stärke jetzt in 1 Mol. Traubenzucker (Probe mit der alkalischen Kupferlösung) und 2 Mol. Dextrin übergeführt sind.

$$3\,C_6H_{10}O_5 + 2\,H_2O = C_6H_{12}O_6 + H_2O + 2\,C_6H_{10}O_5.$$

Nach der vorigen Nummer kann man letzteres für sich erhalten, wenn man die vorsichtig fast zur Trockene gebrachte Masse mit absolutem Alkohol erwärmt. Im Großen stellt man auf diese Weise den Stärkezucker und Stärkesyrup dar. Der hierbei auftretende widerliche Geruch rührt von dem in der Stärke enthaltenen Fuselöl (Amylalkohol) her.

Dieselbe Umwandlung einer Kleistermasse bringt Speichel momentan hervor (Probe wie oben). Dieser chemische Vorgang macht die sonst unlösliche Stärke verdaulich.

Beim Keimen der Gerste haben die Eiweißstoffe derselben eine Umwandlung erlitten, welche sie befähigt, Stärke in Zucker umzuwandeln: Diastas. Man probire den Geschmack der gekeimten Gerste (Malz). In einem Probirglase mag man etwas Stärkemehl mit Wasser und wenig Diastas unter Schütteln erwärmen, aber so daß der Siedepunkt noch lange nicht (75°) erreicht wird (Nachweis des Zuckers w. o.).

181. Cellulose.

Hollundermark (Baumwolle), St., mehrere Tss., L., Zf., Sandbad, W., Kalilauge, Chlorwasser, Essigsäure, Weingeist, Aether. — Kupfervitriol, Ammoniak, Reibschale, Schwefelsäure, Filtrirpapier, alkal. Kupferlösung. — 2 Tss., Filtrirpapier, St., Jodlösung.

Die Cellulose ist das stickstofflose Material, welches die kleinsten Organe der Pflanze, die Zelle (cellula) umschließt. Durch

Verdickung der Zellwand (Verholzung) entstehen Holz, Nußschalen ꝛc. Dabei werden aber auch noch andere Stoffe abgelagert, wodurch die Reindarstellung der Cellulose aus Holz höchst erschwert wird. Am liebsten nimmt man Hollundermark oder Baumwolle, auch wohl Leinwand. Frisches Hollundermark behandelt man nach einander, unter jedesmaligem Auswaschen mit Wasser, mit verdünnter Kalilauge, Chlorwasser, Essigsäure, Alkohol, Aether und Wasser, um alle Säuren, Basen, Fette, Harze ꝛc. zu entfernen. Endlich trocknet man bei 100° und erhält eine weiße, amorphe (nicht krystallinische) Masse, die reine Cellulose, $C_6H_{10}O_5$ oder $C_{12}H_{20}O_{10}$.

Die in allen angewendeten Reagentien unlösliche Cellulose versuche man in einer Lösung von Kupferoxydammoniak aufzulösen. Zu einer Kupferlösung in einem Probirglase füge man unter Umschütteln tropfenweis so lange H_3N hinzu, bis gerade wieder völlige Auflösung entstanden ist.*) Hierin löst sich die, wie oben angegeben, dargestellte Cellulose leicht; Baumwolle und Leinenfaser aber nicht eher, als bis sie mit verdünnten Säuren und Alkalien durchgekocht sind.

In einer Reibschale bearbeite man Filtrirpapier, welches mit wenig Tropfen conc. Schwefelsäure befeuchtet worden ist, bis eine dickliche, wenig gefärbte Masse (Dextrin?) entstanden ist, verdünne diese mit Wasser und koche wenigstens 1/2 Stunde lang. Nach der Neutralisation mit KHO kann man Zucker nachweisen.

In eine Mischung von 1/2 Vol. Wasser und 1 Vol. conc. Schwefelsäure tauche man, nachdem sie abgekühlt ist, Filtrirpapier einige Secunden lang hinein und wasche sofort mit Wasser, dem einige Tropfen Ammoniak zugesetzt sind, wiederholt aus, bis keine Spur saurer Reaction mehr bemerkt wird. Das Papier ist jetzt in vegetabilisches Pergament (Pergamentpapier) verwandelt. In Wasser quillt es auf ohne zu zerfallen, die Fasern desselben sind oberflächlich in eine zwischen Cellulose und Stärke stehende Substanz, welche Amyloid genannt wird, verwandelt worden. Dieses Amyloid reagirt wie die Stärke auf Jod mit blauer Farbe. Das Pergamentpapier ist jetzt schon fast in jedem Papierladen käuflich zu haben; man verwendet es häufig und mit Vortheil zum Ueberbinden von Flaschen und Häfen, zum Einpacken von Gegenständen, welche einigermaßen vor Feuchtigkeit geschützt werden sollen ꝛc.

---

*) Aus der Lösung von $CuSO_4$ fällt $2\,NH_4HO$ zunächst CuH_2O_2 (hellblau), während $(NH_4)_2SO_4$ gelöst bleibt; weiterer Zusatz des Reagens erzeugt eine tiefblaue Lösung (wahrscheinlich) einer Verbindung des Kupferoxyds mit Ammoniak.

182. Fortsetzung.

Conc. Schwefelsäure und Salpetersäure, Baumwolle, B., Wg., Reibschale, W., Tss., Wasserbad, Zf., L. — Alkohol, Aether, Kalilauge. Säure, 2 B.

Man mische 2 Th. conc. Salpetersäure mit 3 Th. Schwefelsäure (ungefähr gleiche Volumina) mit einander und tauche 1 Th. Baumwolle in diese noch warme Mischung 6—10 Minuten. Dieser Versuch gelingt gut, wenn man eine Reibschale mit Stempel benutzt. Darauf wäscht man vielmals hintereinander mit Wasser vollkommen aus und trocknet bei gelinder Wärme. Ist die Operation gelungen, so hat man gelbliche Baumwolle, welche anscheinend kaum verändert ist, sie detonirt aber heftig bei starkem Schlag oder Erwärmung auf 100°. Durch die Einwirkung der Salpetersäure, welche durch die Schwefelsäure unterstützt worden ist, hat sich eine Substitution vollzogen, bei welcher 3—5 H der Baumwolle (Cellulose, $C_{12}H_{20}O_{10}$) durch das einwerthige Radical NO_2 ersetzt worden sind, z. B.

$$C_{12}H_{20}O_{10} + 5\,HNO_3 = [C_{12}H_{15}(NO_2)_5O_{10} + H_2O] + 4\,H_2O.$$

Man kann diese Veränderung durch die Gewichtszunahme der Baumwolle nachweisen; aus 1 g sind ca. 1,75 g geworden. Die Berechnung ergiebt sich aus der Vergleichung der Molekulargewichte:

$$2\,C_6H_{10}O_5 = 324 \text{ und } C_{12}H_{15}(NO_2)_5O_{10} + H_2O = 567.$$

Diese Substanz nennt man Pyroxylin (gr. pyr = Feuer und xylon = Holz, Pflanzenfaser) oder Schießbaumwolle. Man benutzt sie wie das Nitroglycerin (Nr. 176) zu Sprengversuchen (Torpedofüllung). Wegen ihrer geringen Dauerhaftigkeit, Anziehen von Feuchtigkeit, besonders aber wegen der zu schnellen Explosion, welche das Zerspringen der Geschützwände bewirken kann, benutzt man sie nicht zum Schießen, obgleich sie ohne Rückstand zu Wasser, Kohlensäure, Kohlenoxyd und Stickstoff verbrennt. Gute Schießbaumwolle kann man deshalb auf der bloßen Hand abbrennen, ohne daß die Haut verletzt wird.

2 Theile der warm bereiteten Schießbaumwolle löse man in einem Gemisch von 20 Th. Alkohol und 80 Th. Aether — die kalt bereitete löst sich nicht. Diese Lösung wird unter dem Namen Collodium (gr. kolla = Leim und eides Gestalt, also Collodium = leimförmig, leimartig) vielfach Verwendung finden, besonders in der Photographie und Medicin. Man überstreiche eine Stelle der eigenen Haut mit Collodium; Verdunstungskälte, etwas Zusammenziehung, rückständige dünne zusammenhängende Haut. Mit einiger Vorsicht und Uebung mag auch folgender Versuch gelingen. Eine wohlgerundete Kochflasche wird mit Collodium — wenn dasselbe dünn ist, mehrmals — ausgespült und zwar so, daß die Flüssigkeit die

Wand überall überfließt, dann läßt man (mit der Mündung nach unten) trocknen; ist man geschickt, so gelingt es, die so entstandene Haut heil herauszubringen. Man hat dann einen kleinen Ballon, der zum Nachweis der Leichtigkeit von Wasserstoff, Sumpfgas, Leuchtgas ꝛc. zu benutzen ist.

Wenn man Cellulose (Holzspäne), Stärke, Zucker ꝛc. hinreichend lange (zuweilen Wochen lang) mit verdünnten Säuren oder Alkalien stehen läßt, so verwandeln sich diese Substanzen in eine dunkel gefärbte Masse. Was hier künstlich hervorgebracht wird, bewirken die Säuren und Alkalien des Bodens fortwährend. Daher die schwarzgefärbte Ackerkrume, der Humus. Seiner Natur nach besteht derselbe aus verschiedenen Verbindungen, wie Huminsäure, Ulminsäure, Quellsäure, Quellsatzsäure ꝛc. Ein Uebermaß der Säure läßt sich an dem Pflanzenwuchs (Moose) und durch chemische Reaction erkennen, S. 141. Die Bedeutung der Humus-Substanzen als direct nährende, wie man früher annahm, hat man aufgegeben, weil man nachgewiesen hat, daß ihre endlichen Zersetzungsproducte Kohlensäure und Wasser sind; dagegen bilden sie die Vorrathskammer der Pflanze, weil sie aus der Luft Ammoniakverbindungen aufnehmen.

36. Gerbsäuren.

183. Eichengerbsäure, Gallussäure, Pyrogallussäure.

Gerbsäure, (Galläpfel, W., B., Kfl., Schwefels., $PbCO_3$, Fließpapier, Tss., L., 3f., Wasserbad), St., Pbp., 2 Tss., Schwefels., (Kreide, Ftr., alkal. Kupferlösung), Kalilauge, 2 Pbgl., Span., L., 3f., Sandbad.

Die Eichengerbsäure, Tannin, $C_{27}H_{22}O_{17}$, kann man käuflich als gelbliches Pulver erhalten. Sonst stelle man sich aus Galläpfeln*) nach S. 150 eine unreine alkoholische Lösung dar. Will man reine Lösung oder die trockne reine Verbindung haben, so ziehe man die gepulverten Galläpfel mit wenig warmem Wasser aus, filtrire, fälle mit Säure (Schwefelsäure), wasche den Niederschlag mit (schwach) gesäuertem Wasser aus und presse ihn zwischen Fließpapier. Den Rest der Schwefelsäure entferne man durch nochmaliges Auflösen in warmem Wasser und Zusatz von ein wenig pulverförmigem kohlensauren Bleioxyd; das kohlensaure ist ebensowohl wie das schwefelsaure Bleioxyd

*) Galläpfel sind kugelförmige Auswüchse, welche durch den Stich von Gallwespen (an Eichen) erzeugt sind und im frischen Zustand Eier oder Maden dieser Thiere beherbergen.

in Wasser unlöslich, die Lösung enthält daher jetzt nur noch Gerbsäure, welche durch baldiges Eindampfen auf dem Wasserbade als gelbliches Pulver ausgeschieden wird.

Man probire den Geschmack der Gerbsäurelösung, er erinnert an den Beigeschmack, welchen ausgekochter Kaffee (Kaffeegerbsäure) und Thee, S. 151, bekommen. Die Reaction auf Lackmus ist eine stark saure: die Säure findet sich in den Pflanzen daher nur in Salzverbindungen und muß aus diesen erst durch andere Säuren abgeschieden werden.

Wenn man eine Gerbsäurelösung an der Luft kocht, oder längere Zeit stehen läßt, so färbt sie sich dunkler, weil die Säure durch Aufnahme von Sauerstoff und gleichzeitige Abgabe von CO_2 in Gallussäure, $C_7H_6O_5 + H_2O$, übergeht, welche sich als Niederschlag absetzt. Schneller geschieht diese Umwandlung durch Fermente, welche schon in den Galläpfeln enthalten sind, daher enthält ein Ueberguß derselben nach einiger Zeit fast nur Gallussäure.

Man erhitze etwas Gerbsäurelösung mit wenig Tropfen Schwefelsäure, so kann man außer Gallussäure auch Zucker nachweisen. Man koche mit überschüssiger gepulverter Kreide, bis die saure Reaction verschwunden ist; dadurch fällt gallussaurer Kalk $2\,Ca(C_7H_5O_5) + 3\,H_2O$. Den Zucker zeigt dann Geschmack und alkalische Kupferlösung. $C_{27}H_{22}O_{17} + 4\,H_2O = 3\,C_7H_6O_5 + C_6H_{12}O_6$. Erwärmt man aber Gerbsäure mit überschüssiger Kalilauge, so erhält man — wie bei der Cellulose — dunkel gefärbte Humusstoffe neben der Gallussäure. Wegen dieser Verwandlungen (in Zucker und Humusstoffe) zählte man früher die Gerbsäuren zu den zuckerähnlichen Körpern, den Glycosiden (gr. glykys = süß).

In einem Reagensglase erhitze man trockne Gerbsäure vorsichtig und gleichmäßig, bis etwas über 200°. Man kann dabei durch einen brennenden Span oder durch Kalkwasser entweichende Kohlensäure nachweisen und erhält ein Sublimat von weißen Blättchen oder Nadeln: Pyrogallussäure, $C_6H_6O_3$, während der dunkel gefärbte Rückstand meist aus Gallhuminsäure, $C_6H_4O_2$, besteht. Den Vorgang zeichnet die Formel:

$$C_{27}H_{22}O_{17} = 3\,CO_2 + 3\,C_6H_6O_3 + C_6H_4O_2.$$

184. Fortsetzung.

Gerbsäure, Gestell mit Pbgl., Bleilösung, $BaCl_2$, Silberlösung. Hühnerei, Leim, W., Kfl., Wg., Alaun, B. — Lederhaut, Baumwollenlappen, B., 2 Tff., Eisenlösung, Gestell mit Pbgl., L., Tff., Kalilauge. Pyrogallussäure, Silberlösung, St., Fe_2Cl_6, Uhrglas, alkalische Kupferlösung.

Die schwarze Verbindung der dreibasischen Gerbsäure, $H_3(C_{27}H_{19}O_{14})O_3$, mit Eisen, $Fe(C_{27}H_{19}O_{14})O_3$ als färbende Sub-

stanz der Dinte ist aus Nr. 123 bekannt. Man kann noch die Niederschläge mit Blei und Barium versuchen. Setzt man Silberlösung tropfenweise zu Gerbsäurelösung, so entsteht ein rothbrauner Niederschlag von gerbsaurem Silberoxyd; macht man es umgekehrt, so wird der Niederschlag schwarz, weil ein Theil des Silbers reducirt worden ist.

Als Erkennungsmittel der Gerbsäure dient die Fällung von Eiweiß (aus Hühnereiern) und der Leimlösung, sowie die Bildung von Leder (Verbindung der Gerbsäure mit thierischer Haut).

Die öfter zu benutzende Leimlösung bereite man durch Lösung von 1 Th. Tischlerleim in 39 Th. Wasser und Zusatz von 1/4 Th. Alaun, wodurch schnelle Klärung und Haltbarkeit erzielt wird.

Kann man ein zum Gerben vorgerichtetes Stück Leder erhalten, so wasche man es in etwas erwärmtem Wasser gut aus, spanne es mit Nägeln auf ein Brett und trockne in der Sonne oder bei gelinder Wärme, bis sich die Haut mit einer groben Feile (Raspel) zerkleinern läßt. Diese Masse läßt sich in einem verschlossenen Gefäß gut aufbewahren. Man binde etwas davon in ein Läppchen und hänge es in eine Gerbsäurelösung; nach kurzem Stehen ist die Gerbsäure vollständig auf die Haut gefällt (Nachweis durch Uebergießen der wohlgewaschenen Haut mit Eisenoxydlösung). In der rückständigen Lösung kann man etwanige Gallussäure, welche durch Zersetzung entstanden sein kann, nachweisen; man wird eine Gerbsäurelösung fast nie ohne Gallussäure finden. Die Gallussäure (man nehme die Hälfte) erzeugt (in einem Probirglase) mit Eisenlösung einen blauen Niederschlag. Man theilt denselben in zwei Theile und erhitzt den einen zum Kochen; der Niederschlag verschwindet unter Entwickelung von Kohlensäure, wobei das Oxydsalz zu einem Oxydulsalz reducirt wird, während die Gallussäure wahrscheinlich in Gallhuminsäure übergeht. In dem anderen Probirglase geschieht der Vorgang ebenso bei längerem Stehen schon in der Kälte.

Die andere Hälfte der Gallussäurelösung mache man etwas alkalisch und lasse sie an der Luft stehen; die dunkle Färbung deutet auf Sauerstoffaufnahme.

Die Pyrogallussäure, $C_6H_4O_2$, welche noch weniger O enthält als die vorherigen, wirkt noch stärker reducirend; man versuche mit Silberlösung und alkalischer Kupferlösung. Man benutzt sie daher (wie $FeSO_4$) in der Photographie zum Hervorrufen des Bildes auf der dem Lichte ausgesetzt gewesenen Glasplatte, weil sie die vom Lichte bestrahlte Silberverbindung zerlegt. Die Lösung der Pyrogallussäure schmeckt bitter (also nicht mehr sauer und zusammenziehend), sie absorbirt in alkalischer Lösung unter Schwarzfärben so energisch Sauerstoff, daß man denselben einem Gasgemenge schnell

und vollständig entziehen kann (Anwendung zur quantitativen Bestimmung des Sauerstoffs, vgl. S. 46). Bringt man einen Tropfen Pyrogallussäurelösung mit Eisenchloridlösung auf einem Uhrglase (weiße Unterlage) zusammen, so entsteht lebhaft rothe Farbe.

37. Aromatische*) Verbindungen.

Eine strenge Abscheidung dieser Gruppe von Verbindungen von den vorher behandelten ist nicht möglich, vielmehr lassen sich verschiedene Verbindungen, welche von Manchen früheren Gruppen zugerechnet werden, auch hier behandeln, z. B. die Kohlenwasserstoffe des Steinöls, deren allgemeine Formel $C_n H_{2n+2}$ in den Radicalen der Alkohole der fetten Säuren wiederkehrt, wie $(CH_3)_2$ = Methyl, $(C_2H_5)_2$ = Aethyl ꝛc.

Die Einwirkung der Salpetersäure ist als Erkennungsmittel auch nicht maßgebend. Die meisten Glieder der vorhergehenden Gruppen, besonders die mehrbasischen Säuren, Kohlenhydrate, Gerbsäuren, werden zu Oxalsäure oxydirt, während aus den aromatischen Verbindungen durch Substitution von H durch NO_2 Nitroverbindungen entstehen, was aber auch an Glycerin, Nr. 176, und Cellulose, Nr. 182, beobachtet wird.

Aethylalkohol und Essigsäure, sowie ähnliche Verbindungen kann man durch tief eingreifende Zersetzungen, wie trockne Destillation, in aromatische (Phenylalkohol) überführen.

Am auffallendsten ist die Werthigkeit der Radicale. Schon das einfachste Radical Phenyl, C_6H_5, ist nicht (nach der Berechnung von Nr. 169) neunwerthig, sondern nur einwerthig. Aber diese Radicale steigen auch immer um CH_2; die nächstfolgenden sind: Kressyl, C_7H_7, Phloryl C_8H_9 ꝛc. Dem entsprechend lassen sich auch in dieser Gruppe Reihen von Alkoholen, Säuren ꝛc. aufstellen, welche große Parallelität mit der Fettsäurereihe und verwandten zeigen.

185. Phenylalkohol, Kreosot.

Phenylalkohol, W., B., Gestell m. Pbg., Bleilösung, Weingeist, Eiweißlösung, Pbp. — Rohe Carbolsäure, versch. Tss. od. Uhrgläser, St., Fe_2Cl_6, Salzsäure, salpeters. Quecksilberoxydul, rauch. Salpetersäure, L. — Silberlös. —

Aus einer Apotheke erhält man den reinen Phenylalkohol eisähnlich in langen Nadeln krystallisirt, welche bei 35 ° schmelzen

*) Gr. Aroma, Gewürz, nach dem Geruch der häufig flüchtigen Verbindungen.

(man taucht die Flasche in warmes Wasser) und bei 190° sieden. Bewahrt man den Alkohol nicht völlig dicht, so zieht er eine Spur Wasser an, zerfließt mit demselben ölig und färbt sich bräunlich. Gießt man von der zerflossenen Verbindung einige Tropfen in Wasser, so wird nur ein kleiner Theil aufgenommen*), während der Rest am Boden liegen bleibt; dieselbe Erscheinung tritt auf, wenn man wenig Wasser zu viel Phenylalkohol gießt. Dagegen mit Weingeist läßt sich der Alkohol in jedem beliebigen Verhältniß mischen und giebt eine hell brennende Lösung, vgl. S. 65. Der Phenylalkohol reagirt nicht auf Lackmus, bildet aber Salze oder besser Alkoholate (welche man auch mit Aethylalkohol hätte darstellen können). Man tröpfele eine Bleilösung zu wäßriger Lösung von Phenylalkohol; es fällt ein weißer käsiger Niederschlag. Wegen dieser Eigenschaft pflegt man den Phenylalkohol gewöhnlich Carbolsäure zu nennen. Seine Formel ist, da in dem Molekül nur 1 H durch Metalle ersetzt wird $H(C_6H_5)O$. Den wissenschaftlichen Namen Phenylalkohol hat der Körper von seiner fäulnißwidrigen (antiseptischen) Wirkung erhalten (gr. phenein = tödten). Die Medicin benutzt ihn gern zum Waschen von Wunden, zum Desinficiren von Kleidern und Wäsche; die häusliche Praxis verwendet ihn zur Schnellräucherung, zum Conserviren von Präparaten. Diese Wirkung beobachtet man, wenn man wäßrige Carbolsäure zu Eiweißlösung hinzusetzt, sie gerinnt (coagulirt).

Da häufig Flüssigkeiten, welche kaum Spuren von Phenylalkohol enthalten, im Handel zur Desinfection angeboten werden, so merke man besonders auf die Erkennungsmittel. Ein Tropfen desselben wird auf einer Schale mit neutralem Eisenchlorid, Fe_2Cl_6 zusammengebracht; braune Färbung. Auf einen Fichtenspan, der in wäßrige Lösung von Phenylalkohol getaucht worden ist, tröpfele man etwas verdünnte Salzsäure und setze ihn dem Sonnenlichte aus; grünblaue Färbung. Man mische auf einem Schälchen salpetersaures Quecksilberoxydul, $HgNO_3$, mit wäßriger Carbolsäurelösung und füge sehr wenig rauchende Salpetersäure dazu; es tritt unter Abscheidung von Quecksilber intensiv rothe Färbung ein.

Gewonnen wird der Phenylalkohol fabrikmäßig aus dem bei der Gasfabrication entstehenden Steinkohlentheeröl. Man unterwirft diesen der Destillation und fängt das zwischen 150°—200° übergehende Destillat für sich auf. Der jetzt sauer reagirende unreine Alkohol ist die eigentliche käufliche Carbolsäure, sie enthält außer theerigen (färbenden) Bestandtheilen noch Kreosot u. a. Verb.

---

*) Mit dieser Lösung kann man anatomische Präparate einige Wochen lang sehr gut erhalten.

Das Kreosot*), $C_8H_{10}O_2$, wird noch jetzt häufig mit dem Phenylalkohol verwechselt. Man unterscheidet es dadurch, daß es mit Eisenchlorid grüne Färbung giebt und mit Silberlösung beim Erwärmen einen Silberspiegel abscheidet. Natürlich muß man den parallelen Versuch mit Phenylalkohol machen.

186. Pikrinsäure.

Kfl. m. Pfr. u. langem Glr., L., 3f., Sandbad, Phenylalkohol, conc. Salpetersäure, mehrere Pbgl., KHO, Platinblech; Seide, B.

Eine Kochflasche wird mit einem gut schließenden Kork und einem langen Glasrohr versehen, damit die destillirte Flüssigkeit in die Flasche wieder zurückrinnen kann. Reicht diese Abkühlung nicht aus, so kann man mit dem Ende des Liebigschen Kühlers verbinden, welches bei der Destillation in der Vorlage hineinreicht. In der Flasche (oder Retorte) erhitze man conc. Phenylalkohol mit dem dreifachen Volum conc. Salpetersäure auf dem Sandbade einige Stunden lang. Schon beim ersten Erkalten, jedenfalls nach dem Abdampfen eines großen Theils der Flüssigkeit scheiden sich hellgelbe, glänzende Blättchen von Pikrinsäure ab. Die Salpetersäure wirkt schon in der Kälte auf Phenylalkohol und dessen Derivate (von Ph. abgeleitete Verbindungen), sowie auf Indigo, Aloe, Bezoeharz, Seide 2c. ein und substituirt in denselben 1 oder mehrere H durch NO_2. In diesem Falle sind 3 H ersetzt, so daß $H[C_6H_2(NO_2)_3]O$, Trinitrophenylalkohol entstanden ist.

In der Kälte löst sich die Pikrinsäure (gr. pikros = bitter) nur wenig in Wasser; die giftige Lösung schmeckt sehr stark bitter, daher betrügerische Verwendung zu bitteren Getränken. In heißem Wasser und Alkohol kann man große Mengen lösen.

Zu einer warmen Lösung setze man Kalilauge tropfenweise; aus der weingeistigen Lösung scheidet sich das gelbe Kaliumsalz, $KC_6H_2(NO_2)_3O$, sofort, aus der wäßrigen gewöhnlich erst beim Erkalten aus. Man kann mit der Pikrinsäure ebensogut Salze bilden wie mit dem Phenylalkohol. Erhitzt man eine Spur dieses Salzes auf Platinblech, so findet heftige Zersetzung mit Knall statt. Diese Eigenschaft haben auch die meisten anderen Salze der Pikrinsäure.

In eine weingeistige Lösung der Pikrinsäure tauche man ungefärbte Seide, welche vorher mit Spiritus gut ausgewaschen ist; sie wird gelb. Die Pikrinsäure ist ein beliebtes Färbemittel. Das Gelbwerden der Haut, welche mit Salpetersäure in Berührung gekommen ist, läßt sich durch Entstehung ähnlicher Verbindungen erklären, Nr. 206.

---

*) Gr. kreas = Fleisch u. sozein = erhalten, wegen der antiseptischen Wirkung.

187. Anilin.

Kl. Retorte mit Vorlage, L., Rhalter, Pbp. — Anilin, Salzs., Fichtenspan, 2 Tss., Chlorkalk, Salzsäure, conc. Schwefels., chroms. Kali, St.

Denkt man sich das Alkoholradical C_6H_5 so in die Formel für Ammoniak, H_3N, eingesetzt, daß 1 H von dem Radical vertreten wird, so entsteht $(C_6H_5)H_2N$, das Anilin, eine Verbindung, welche auch in ihrem sonstigen Verhalten mit Ammoniak manches gemein hat.

Solche Verbindungen lassen sich auch mit anderen Alkoholradicalen herstellen, man nennt sie, je nachdem 1, 2 oder alle 3 H durch das Radical substituirt sind, Amid-, Imid- und Nitrilbasen, z. B.:

$(C_2H_5)H_2N$, Aethylamin; $(C_2H_5)_2HN$, Biäthylamin; $(C_2H_5)_3N$, Triäthylamin.

Also $(C_6H_5)H_2N$ heißt eigentlich Phenylamin. — Selbst verschiedene Radicale können in einem Molekül enthalten, auch Stickstoff durch Arsen, Antimon, Wismuth vertreten sein.

Im Großen gewinnt man das Anilin auf umständliche Weise aus den Destillationsproducten des Steinkohlentheeröls. Zunächst wird Salzsäure zugesetzt, es entsteht $(C_6H_5)H_2N, HCl$ ähnlich $H_3N + HCl = NH_4Cl$, Salmiak. Dieses Salz wird mit Kalilauge zerlegt, wobei $KCl + H_2O + (C_6H_5)H_2N$ gebildet wird. Will man selbst etwas Anilin darstellen, so bringe man in einer kleinen Retorte Indigopulver*) in heiße conc. Kalilauge, bewege langsam, bis Lösung entstanden ist, und unterwerfe die braunrothe Masse der Destillation; bei 185° geht eine leichtbewegliche farblose Flüssigkeit über, die aber noch Ammoniak enthält, was man an der Reaction auf Lackmus und Curcuma erkennt (Anilin hat keine Einwirkung). Zur Trennung destillire man nochmals, indem man sehr langsam erwärmt, damit Wasser und Ammoniak schon bei 100° vollständig verflüchtigt werden.

Größere Mengen Anilin muß man sich kaufen. Ist es rein, so erscheint es farblos mit starkem Lichtbrechungsvermögen. Es riecht schwach nach Wein, hat aber einen unangenehm brennenden Geschmack. Lange aufbewahrtes Anilin verharzt.

Erkennungsmittel: Ein mit Salzsäure befeuchteter Fichtenspan wird von Anilin gelb gefärbt. In einer wäßrigen Lösung von Chlorkalk erzeugt Anilin violettblaue Färbung, welche auf Zusatz von Säuren roth wird. Ueberhaupt werden die sonst farblosen Salze des Anilins beim Aufbewahren leicht roth. Zu Anilin oder einem Anilinsalz setze man einige Tropfen conc. Schwefelsäure und eine Spur von chromsaurem Kali; die frei werdende Chromsäure erzeugt mit dem Anilin eine

*) Anil, portug. Name für Indigo.

schön blaue Färbung, die aber verschwindet, sowie Wasser angezogen wird.

Aehnliche Verwandlungen des Anilins haben zur Darstellung sehr schöner, aber am Lichte bleichender Farben Veranlassung gegeben. Die aus Fuchsin (Rosaanilin) leicht hergestellte rothe Dinte (Lösung in warmem Wasser, Zusatz von etwas Alaun und hinreichendem Gummi) muß vor Licht und Staub geschützt werden, wenn sie schön bleiben soll.

Dem Anilin nahe verwandt sind noch andere sog. Theerbasen wie $(C_7H_7)H_2N$, Toluidin, $(C_8H_9)H_2N$, Xylidin, $(C_9H_{11})H_2N$, Cymidin ꝛc. Von diesen ist bes. Toluidin zur Darstellung von Farben wichtig.

188. Benzol.

Benzin, Destillationsapparat mit Kühler (Fig. 17) und Thermometer. Tiegeldeckel, Kochfl. mit dopp. durchbohrtem Kork, Trichterrohr und ausgezog. Glr., Brunnenw., Tuch. Versch. Pbgl., Harz, Oel, Kautschuk.

Wenn das Radical C_6H_5 statt Cl in der Formel HCl gedacht wird, so entsteht ein sog. Kohlenwasserstoff, das Benzol, $(C_6H_5)H$. Aus dem leichten (spec. Gew. 0,9 u. Siedep. niedrig) Steinkohlentheeröl fängt man die zwischen 70° und 90° übergehenden Destillationsproducte auf und verkauft sie unter dem Namen Benzin. Dieses Product enthält hauptsächlich Benzol, aber auch große Mengen des nächstfolgenden Kohlenwasserstoffs, $(C_7H_7)H$, Toluol. Will man sich hieraus Benzol rein darstellen, so richte man einen Destillirapparat, Retorte mit Tubulus, durch welchen ein Thermometer eingesenkt wird, her, verbinde mit einem Kühlapparat (Fig. 17) und erwärme sehr vorsichtig auf dem Wasserbade (auch wohl Sandbade). Als Benzol fängt man nur das zwischen 80° und 85° siedende in einer besonderen Vorlage auf. Eine Destillation, bei der die Producte von verschiedenem Siedepunkt getrennt aufgefangen werden, heißt fractionirte Destillation.

Bei dieser Destillation muß man sehr vorsichtig sein, weil das Benzol höchst flüchtig und äußerst leicht entzündlich ist. Man gieße einige Tropfen auf einen Tiegeldeckel, entzünde und beobachte die Flamme. In einer geheizten Stube schwenke man eine Kochflasche mit Benzol aus, füge dann einen doppelt durchbohrten Kork auf, durch welchen ein Trichterrohr fast bis zum Boden geht und ein anderes kürzeres, in eine Spitze ausgezogenes Glasrohr geht. Sowie man Wasser in das Trichterrohr gießt, strömt aus der Spitze des anderen Rohres ein Luftstrom, der gewöhnlich so mit Benzoldämpfen erfüllt ist, daß er brennbar ist. Zur Vorsicht hülle man die Flasche in ein Tuch ein.

Geruch, Lichtbrechungsvermögen, Mischung mit Wasser und Weingeist, Lösungsvermögen für Fette, Harze rc. (Fleckwasser) mag man an einigen leichten Versuchen beobachten.

189. Fortsetzung. Nitrobenzol. Steinöl, Paraffin. Rückblick.

L., Sandbad, Kfl., rauch. Salpeters.; Weingeist, Kfl., Tss., Salzsäure, Zink, Aether, St., Uhrglas, Chlorkalk. — Wasserbad, Tss., Petroleum, Kochsalz, Mdgl.

In erwärmte rauchende Salpetersäure trage man Benzol in kleinen Portionen ein und verdünne darauf mit Wasser, wodurch sich ein Oel abscheidet, das durch wiederholtes Waschen mit Wasser gereinigt wird. Es ist Nitrobenzol, $C_6H_4(NO_2)H$, schwerer als Wasser, löslich in Weingeist und Aether; es riecht nach Bittermandelöl und wird deshalb viel zum Parfümiren von Wässern und Seifen (Mandelseife) benutzt.

Würde man mit der rauchenden Salpetersäure kochen, so würde noch ein H durch NO_2 ersetzt, und es würde Binitrobenzol, $C_6H_3(NO_2)_2H$ entstehen.

Zu einer weingeistigen Lösung des Nitrobenzols füge man einige Körnchen Zink und so lange Salzsäure, bis Wasserstoffentwickelung erfolgt. Im Zustand des Entstehens wirkt der Wasserstoff energisch reducirend und verwandelt das Nitrobenzol in Anilin; $C_6H_4(NO_2)H + 6\,H = (C_6H_5)H_2N + 2\,H_2O$. Durch Zusatz von KHO macht man das Anilin frei und schüttelt dann mit Aether, welcher bloß das Anilin löst. Ein Tropfen dieser ätherischen Lösung wird auf einem Uhrglase verdunstet und der Rückstand mit Chlorkalklösung übergossen; es erscheinen purpurviolette Wolken von Anilin. Hierdurch kann man Benzol selbst in großer Verdünnung nachweisen.

Unter dem Namen Steinöl, Petroleum, erhält man ein Gemenge verschiedener Kohlenwasserstoffe, das Product der langsamen Zersetzung der Reste vorweltlicher Pflanzen. Was bei der Gasfabrikation die Hitze der trocknen Destillation in wenigen Minuten bewirkt, vollbringt die Natur in ungeheuer langen Zeiträumen. Auch bei dieser langsamen Zersetzung treten brennbare Gase und Dämpfe auf (heilige Feuer bei Baku am Kasp. Meere), die Theeröle treten in Quellen zu Tage (in Pensylvanien, Ohio, Virginien und anderen Ländern) oder füllen ganze Bodenschichten (bituminöser Schiefer, Brandschiefer), in den schweren Theerölen sind pech- und harzartige Massen gelöst (Asphalt vom Todten Meer, Trinidad). Je mehr diese Stoffe aus den Kohlen weggegangen sind, desto härter und schwerer schmelzbar werden sie (Anthracit), dagegen sind Backkohlen,

Cannelkohlen (Newcastle, Wales, Westfalen), sowie einige Braunkohlen (Gagat von Böhmen und Bogheadkohle von Schottland), reich an Theerstoffen und schmelzen daher beim Erwärmen. Die aus diesen Kohlen gewonnenen Theeröle werden unter sehr vielen Namen angeboten, z. B. Photogen (leichter) und Solaröl oder deutsches Petroleum (schwerer).

Das dem Boden entquellende Steinöl ist sowohl durch flüchtigere Verbindungen (Petroleumäther) als auch durch gelöste theerige Massen und feste Kohlenwasserstoffe (Paraffin) verunreinigt. Die flüchtigen Bestandtheile können Explosionen der Lampen bewirken, wenn in dem oft heiß werdenden Oelbehälter Dampf und Luft die richtige Mischung erhalten. Deshalb darf aus Amerika kein Petroleum ausgeführt werden, welches sich mit einem Span entzünden läßt. Man mache die Probe in einer Schale, welche auf dem Wasserbade erwärmt wird; läßt sich das Petroleum entzünden, so ist es gefährlich. Das gewöhnliche Raffiniren beschränkt sich meist bloß auf Erwärmung bis etwas über 100°, wodurch nur der sog. Aether und Feuchtigkeit entfernt werden. Wasser wird zwar vom Petroleum nicht aufgenommen, hält sich aber in der wenig leichteren Flüssigkeit (spec. Gew. 0,8 und darüber) in vielen kleinen trübenden Tröpfchen. Man entfernt es durch Schütteln mit Kochsalz, welches vom Steinöl nicht aufgelöst wird. Thut man einen halben Theelöffel voll Kochsalz in das Bassin der Petroleumlampe, so wird dasselbe mit der Zeit zerfließen, das Oel aber immer bald klar werden. Der Flüchtigkeit des Steinöls entspricht auch die große Adhäsion (Anhaftungsvermögen) an Glaswände, wodurch selbst die äußeren Theile sehr der Lampe bald mit einer fettigen Schicht überzogen werden und stete Reinigung erfordern. Bei dieser Verflüchtigung bleiben aber die theerigen und für sich bei gewöhnlicher Temperatur festen Bestandtheile zurück und verstopfen die Poren des Dochtes. Deshalb wird der Docht in Lampen, welche lange unbenutzt (aber mit Inhalt) gestanden haben, steif, läßt sich schwerer anzünden und kohlt. Bei längerem Docht kann man durch Umkehren helfen, wodurch die abgesetzten festen Körper wieder in Lösung kommen.

Eine auffallende optische Eigenschaft gewisser Petroleumsorten ist das Fluoresciren (eine Eigenschaft, welche zuerst am Flußspath, $CaFl_2$, beobachtet worden ist); sie erscheinen im auffallenden Lichte gelb, im durchscheinenden bläulich-violett.

Die festen Kohlenwasserstoffe, welche das Petroleum immer in geringer Menge (einige Quellen bei Rangun in Hinterindien fließen butterartig) enthält, bezeichnet man mit Paraffin (lat. parum = wenig, affinis = verwandt). Künstlich stellt man das Paraffin dar aus den Destillationsproducten von Braunkohle, Torf und Holz. Im reinen Zustande ist Paraffin wachsähnlich, etwas durchscheinend,

es schmilzt zwischen 30 ° und 60 °, wird aber vorher weich; aufrecht stehende Lichte biegen sich in einer warmen Stube leicht krumm. Die verschiedenen Verbindungen, aus denen das Paraffin besteht, haben meist die Formel $C_n H_{2n+2}$, dürften demnach wohl als höhere Glieder einer Reihe angesehen werden, welche mit CH_4 beginnt.

Ein Rückblick auf die Nr. 185 u. f. gestattet die wichtigsten Destillationsproducte des bei der Leuchtgasfabrikation entstehenden Steinkohlentheeröls in drei parallele Reihen zu ordnen, welche den Typen HCl, H_2O und H_3N entsprechen.

	Benzol	Toluol	Xylol	
I.	$\left.\begin{matrix}C_6H_5\\H\end{matrix}\right\}$	$\left.\begin{matrix}C_7H_7\\H\end{matrix}\right\}$	$\left.\begin{matrix}C_8H_9\\H\end{matrix}\right\}$	u. s. w.
	Phenylalkohol	Cresylsäure	Phlorylsäure	
II.	$\left.\begin{matrix}C_6H_5\\H\end{matrix}\right\}O$	$\left.\begin{matrix}C_7H_7\\H\end{matrix}\right\}O$	$\left.\begin{matrix}C_8H_9\\H\end{matrix}\right\}O$	u. s. w.
	Anilin	Toluidin	Xylidin	
III.	$\left.\begin{matrix}C_6H_5\\H\\H\end{matrix}\right\}N$	$\left.\begin{matrix}C_7H_7\\H\\H\end{matrix}\right\}N$	$\left.\begin{matrix}C_8H_9\\H\\H\end{matrix}\right\}N$	u. s. w.

190. Aromatische Säuren: Benzoesäure.

Benzoeharz, Pbgl., B., Uhrschale, Eisenchlorid, St., Destillationsapp. — Kfl., Federfahne.

Ein Stückchen Benzoeharz (allenfalls möchte auch ein Räucherkerzchen genügen, welches zu $^1/_3$ aus diesem Harz besteht) wird in einem Probirglase langsam erhitzt, bis unter Entwickelung eines angenehmen Geruches ein feinblättriges weißes Sublimat an den kälteren Theilen der Glaswände entstanden ist, die einbasische Benzoesäure $H(C_7H_5O)O$. Man löst hiervon ein wenig in warmem Wasser, hierzu ein Tropfen Eisenchloridlösung (Schale oder Uhrglas) gebracht, erzeugt isabellfarbenen Niederschlag. Man untersuche die Niederschläge mit Blei und Kupfer.

Will man einen wohlriechenden Aether darstellen, so mische man 4 Th. Weingeist mit 2 Th. Benzoesäure und 1 Th. Salzsäure, erwärme und destillire alles ab, was unter 200 ° übergeht, wasche darauf den Rest wiederholt mit Wasser und sehr dünner Sodalösung. Rein erhält man den Aether dann durch Destillation bei 213 ° als ein farbloses aromatisches Oel. Der Benzoesäure-Äthyläther $(C_2H_5)(C_7H_5O)O$ kann auch direct durch Destillation des Tolubalsams neben Toluol, $(C_7H_7)H$, erhalten werden; ein Reagensglas mit Rohr und gekühlter Vorlage ist der einfachste Destillationsapparat.

Bringt man Benzoesäureäther mit conc. Ammoniak in einer verstöpselten Flasche längere Zeit mit einander in Berührung, so setzen sich Krystalle von Benzamid ab $(C_7H_5O)H_2N$.

Aus bittern Mandeln, den Blättern von Kirschlorbeer (Prunus Lauro-Cerasus L.; das käufliche Kirschlorbeerwasser ist aber häufig blausäurehaltig), der Rinde der Ahlkirsche (Prunus Padus L.) kann man durch Destillation mit Wasser auch das Aldehyd (Nr. 168) der Benzoesäure $(C_7H_5O)H$, das sog. Bittermandelöl gewinnen.

Die Benzoesäure ist früher häufig mit der einer anderen Gruppe angehörenden Zimmetsäure, $H(C_9H_7O)O$, verwechselt. Man stellt diese durch Destillation von Zimmet mit Wasser dar.

191. Salicylsäure.

Salicylsäure, W., Weingeist, L., Krystallisationsschale, versch. Pbgl., St. Uhrschale, Eisenchloridlösung. (Lappen, Fleisch). Destillationsapp.

In ihrem Verhalten ist den fetten Säuren ähnlich die Salicylsäure, $H_2(C_7H_4O)O_2$, welche zweibasisch und um ein O im Molekül reicher ist als Benzoesäure. Andere Vergleichung ergiebt sich, wenn man CO_2 aus der zusammengezogenen Formel $C_7H_6O_3$ wegnimmt; es entsteht C_6H_6O, Carbolsäure oder Phenylalkohol, so wie Benzoesäure, $C_7H_6O_2 = CO_2 + C_6H_6$, Benzol, oder Gallussäure, $C_7H_6O_5 = CO_2 + C_6H_6O_3$, Pyrogallussäure, s. Nr. 183.

Salicylsäureverbindungen finden sich z. B. in den Blüthen von Spiraea ulmaria L. u. a. Pflz. Die Säure stellte man früher dar aus Salicin*), $C_{13}H_{18}O_7$, einem Glycosid, vgl. Nr. 176; in neuester Zeit gewinnt man sie fabrikmäßig aus Phenylalkohol und Aetznatron, NaHO, welche man mischt, zur Trockene verdampft und dann unter gleichzeitigem Ueberleiten von CO_2 auf 170°—200° erhitzt, wobei salicylsaures Natron und Phenylalkohol entstehen.

$$2Na(C_6H_5)O + CO_2 = Na_2(C_7H_4O)O_2 + H(C_6H_5)O.$$

Das Salz wird in warmem Wasser gelöst und mit HCl zerlegt.

$$Na_2(C_7H_4O)O_2 + 2HCl = 2NaCl + H_2(C_7H_4O)O_2.$$

Käufliche Salicylsäure löse man in Weingeist und lasse verdunsten, wobei schöne Krystallnadeln zurückbleiben. Von den trocknen Krystallen erhitze man eine Portion in einem Reagensglase recht langsam; sie schmelzen bei 155° und sublimiren unzersetzt. Eine andere Portion erhitze man schnell; es findet Zersetzung statt nach der Formel: $H_2(C_7H_4O)O_2 = CO_2 + H(C_6H_5)O$. Die letztere Verbindung erkennt man durch den Geruch. Schneller vollzieht sich diese Spaltung bei Zusatz von Aetzkalk, welcher die Kohlensäure bindet.

---

*) Lat. salix = Weide.

Man versuche die Löslichkeit in Wasser und Weingeist bei verschiedenen Temperaturen.

Auf einer Uhrschale bringe man Eisenoxyd-(chlorid)-lösung mit Salicylsäurelösung zusammen; die entstehende tief violette Färbung ist ein Erkennungsmittel.

Die Verwendung der Salicylsäure ist in kurzer Zeit eine ausgebreitete geworden, weil sie stark antiseptisch (fäulnißwidrig) wirkt, aber ohne dem Organismus des Menschen zu schaden. Auch in dieser Richtung hin mag man einen Versuch machen, indem man ein Stück Fleisch in einen mit Salicylsäurelösung getränkten Lappen einschlägt und so einige Zeit aufbewahrt. Das Fleisch bleibt frisch, da die kleinen Organismen, welche die Zersetzung (Fäulniß) bewirken, abgehalten werden, und kann, nachdem es abgewaschen ist, unbedenklich benutzt werden. Im Allgemeinen muß man sich aber wohl hüten, die Wirkung neuer und angepriesener Mittel zu überschätzen.

Der Aethyläther der Salicylsäure ist leicht herzustellen durch Destillation von 4 Th. Weingeist, 3 Th. Salicylsäure und 2 Th. Schwefelsäure. Das ölige Destillat wird mit verdünntem Ammoniak gewaschen, dann getrocknet. Ganz rein wird es durch nochmalige Destillation (Rectification), indem man bloß das bei 221° übergehende auffängt. Angenehmer Geruch, Reaction auf Eisenchlorid (s. o.) sind Erkennungsmittel.

192. Indigo.

Indigo, rauch. Schwefelsäure, Kfl., Wg., W., Salzsäure, $KClO_3$, (Bürette). Kalilauge, Pbgl.

Die Indigofärberei ist schon Nr. 57, S. 73 behandelt. Hieraus ist auch ersichtlich, daß der Werth des Indigo auf seinem Gehalt an blauem Farbstoff, Indigblau, beruht. Guter Indigo ist fest, gleichförmig, giebt ein reinblaues Pulver, nimmt aber beim Reiben mit einem harten Körper röthlichen Metallglanz an. Die genaue Prüfung geschieht nur auf chemischem Wege. Man übergieße 1 g gepulv. Indigo mit 10 g rauchender Schwefelsäure, läßt unter häufigem Umrühren 6 — 8 Stunden stehen, bringt in einer etwa 1 l fassenden Schale (Kochflasche) mit Wasser und 50 g starker Salzsäure zum Sieden und setzt so lange von einer Auflösung von chlorsaurem Kali, deren Gehalt bekannt ist*) (etwa 0,25 g in 100 g Wasser gelöst) hinzu, bis die Flüssigkeit keinen Schimmer von Grünbraun mehr

*) Das Zusetzen geschieht am besten mit einer Bürette, einer getheilten Glasröhre, welche, vertical eingeklemmt, unten durch einen Hahn (von Glas oder einen Quetschhahn) verschlossen ist.

zeigt, sondern rein rothbraun geworden ist. Hat man sich eine Probelösung von einer Indigosorte gemacht, deren Güte bekannt ist, so kann man nach der Menge des verbrauchten chlorsauren Kali den Werth jeder beliebigen Sorte von Indigo feststellen.

Bei diesem Versuche macht die Salzsäure aus dem chlorsauren Kali die energisch oxydirende Chlorsäure, $HClO_3$, frei. Das Indigblau, C_8H_5NO, wird zunächst zu Isatin, $C_8H_5NO_2$, oxydirt, daher der Farbenwechsel.

In den verschiedenen Pflanzen (Indigofera, Isatis u. a.), welche Indigo liefern, ist dieser Körper noch nicht fertig enthalten, sondern entsteht erst bei der Gährung, welcher die zerquetschten Pflanzentheile unterworfen werden. Die frühere Meinung, daß hierbei eine farblose Verbindung, das Indigweiß, $C_{16}H_{12}N_2O_2$, durch Aufnahme von Sauerstoff in Indigblau und Wasser verwandelt werde, hat sich nicht bestätigt:

$$C_{16}H_{12}N_2O_2 + O = 2C_8H_5NO + H_2O.$$

Nach Nr. 187 kocht man Indigblau in conc. Kalilauge, es entsteht eine braungelbe Lösung. Das Indigblau hat sich in isatinsaures Kali und Indigweiß verwandelt:

$$\underset{\text{Indigblau.}}{3C_8H_5NO} + KHO + H_2O = \underset{\text{Isatinsaures Kali.}}{C_8H_6KNO_3} + \underset{\text{Indigweiß.}}{C_{16}H_{12}N_2O_2}.$$

Weitere Umwandlungen mit KHO ergeben bei der Destillation Anilin (Erkennungsmittel). Wenn man dagegen die braune Lösung wieder mit conc. Schwefelsäure vorsichtig versetzt, so entsteht Purpurfarbe, die beim Erhitzen in Blau übergeht.

Zur Färberei löst man Indigo entweder als Indigblau in Schwefelsäure — Sächsischblaufärben — oder als Indigweiß in einer alkalischen Flüssigkeit — Küpenfärben. Die letztere ist dauerhafter, die blaue Farbe entsteht aber erst an der Luft.

Anm. Der Farbstoff des Lackmus, welcher den Gerbsäuren vielleicht nicht sehr fern steht, wird auch durch Gährung mit ammoniakhaltiger Flüssigkeit aus gewissen Flechten (Roccella) an afrikan. Inseln und Westküste gewonnen, wobei die ursprünglich rothe Farbe in Blau übergeht (alkal. React.). Verschickt wird derselbe mit Kreide oder Gyps zu Würfelchen geformt.

38. Camphergruppe.

193. Campher.

Campher, W., B. — Kfl., Salpeters., Glr. — Destillirapp., Kamillenblüthen.

Der gemeine Campher, $C_{10}H_{16}O$, wird aus dem Holz einer Lorbeerart, Laurus Camphora, in China und Japan durch Sublimation gewonnen und gereinigt. Den bekannten Geruch erfährt man sehr intensiv, wenn man ein Stückchen in einem Glasröhrchen zum Schmelzen (175 ^{0}) und dann zum Sublimiren (205 ^{0}) bringt. Als Erkennungsmittel dient die rotirende Bewegung, welche ein Stückchen auf der Oberfläche von reinem Wasser macht. Kocht man längere Zeit mit heißer rauchender Salpetersäure, so entsteht eine eigenthümliche Säure, die Camphersäure, $C_{10}H_{16}O_2$. Diese läßt sich auch aus einer anderen Camphersorte, dem Borneocampher, $C_{10}H_{18}O$, durch Einwirkung der Salpetersäure darstellen. Der Vorgang ist dem der Essigbildung ganz analog, da auch hier ein dem Aldehyd entsprechendes Product entsteht. Man vergleiche mit Nr. 168:

Aethyl-Alkohol.	Aldehyd.	Essigsäure.
Borneocampher	Campher	Camphersäure
$\left.\begin{matrix}C_{10}H_{17}\\H\end{matrix}\right\}O$	$\left.\begin{matrix}C_{10}H_{15}O\\H\end{matrix}\right\}$	$\left.\begin{matrix}C_{10}H_{15}O\\H\end{matrix}\right\}O$

Wenn man Kamillenblüthen (Matricaria Chamomilla) mit Wasser destillirt, so erhält man über dem wässrigen Destillat ein Oel, das man mit einem ausgezogenen Glasrohr durch Saugen (Stechheber) abheben kann. Dieser dunkelblaue Campher, das Kamillenöl, $C_{10}H_{16}O$ (?), ist der wirksame Bestandtheil des Kamillenthees. Es läßt sich aber nicht gut aufbewahren, da es verharzt. Mit Salpetersäure geschieht dieser Vorgang schneller; es wird zuerst grün, dann braun (Erkennungsmittel außer Geruch).

Eine ähnliche Verbindung würzt den Pfefferminzthee — Pfefferminzcampher, $C_{10}H_{20}O$.

Wenn man bloß die würzende Eigenschaft berücksichtigen will, so mag aus der Zimmtgruppe (Nr. 190) erwähnt werden: Cumarin, $C_9H_6O_2$, im Waldmeister, Weichselholz und Ruchgras, Vanillin, $C_{10}H_6O_2$, in der Vanille.

39. Aetherische Oele, Harze und Balsame.

194. Aetherische Oele: Terpentinöl.

Terpentinöl, Destillirapparat, 3 Pbgl., L., Jodkaliumstärkekleisterpapier, Papier, St., Mdgl., Weingeist, conc. Salpetersäure. Chlorkalk, W., Wg.

Zu den ätherischen Oelen zählt man eine große Anzahl organischer Verbindungen, welche alle unzersetzt für sich oder mit Wasserdämpfen destilliren und auch schon bei gewöhnlicher Temperatur verdampfen, daher auch flüchtige Oele genannt werden. Wegen ihrer Flüchtigkeit ist ihr Geruch intensiv. In Wasser sind sie wenig löslich, leicht in Aether und Alkohol (Eau de Cologne). Aus wäßriger Lösung kann man sie durch Schütteln mit Aether befreien. Sie besitzen selbst ein bedeutendes Lösungsvermögen für ähnliche Verbindungen und haben im rohen Zustande in der Regel auch Harze gelöst.

Das Terpentinöl, $C_{10}H_{16}$, — nach der Formel also den aromatischen Verbindungen wegen der engen Lagerung des Kohlenstoffs zuzurechnen — gewinnt man durch Destillation des Holzes und ausgeflossenen Saftes (Terpentin) von Nadelhölzern. Es schwimmt auf Wasser (sp. Gew. je nach der Gewinnung, d. h. Destillation für sich oder mit Wasserdämpfen und bei verschiedener Temperatur, verschieden, 0,864 — 0,886) und verflüchtigt sich mit Wasserdämpfen; Probe der stärkere Geruch beim Kochen mit Wasser (Siedep. 160 °).

Die Brennbarkeit s. Nr. 52, S. 65.

Setzt man Terpentinöl bei niederer Temperatur dem zerstreuten Tageslichte (nicht den Sonnenstrahlen) eine Zeit lang aus, so ist es im Stande, Jodkaliumstärkekleister (=Papier s. Nr. 180) blau zu färben; es hat den Sauerstoff der Luft in Ozon verwandelt. Wegen dieser Eigenschaft wird Lungenkranken der Aufenthalt in Kiefernwäldern empfohlen. Hieraus ist auch zu erklären, daß das Terpentinöl an der Luft fest wird (verharzt). Daher benutzt man es zu Lack und Oelfarben. Im frischen Zustande dagegen verdunstet es schnell an der Luft; Verwendung zum Auswaschen von Fett= und Harzflecken. Probe hierfür der verschwindende Fettfleck auf Papier, wodurch sich die flüchtigen Oele von den fetten Oelen unterscheiden.

Der Zusammenhang der flüchtigen Oele mit den Camphern läßt sich durch folgenden Versuch nachweisen. Man vermische Terpentinöl mit der gleichen Menge eines Gemisches gleicher Theile von conc. Salpetersäure und Weingeist unter Vermeidung der Erwärmung in einer Flasche, welche zugepfropft mindestens einige Wochen unter zeitweiligem Umschütteln stehen muß; es scheidet sich Terpin, $C_{10}H_{20}O_2$

+ H_2O, der Terpentincampher, in großen Krystallen, besonders in der Kälte, ab.

Einen künstlichen Campher, welcher wie der gemeine Campher, aber zugleich etwas nach Terpin riecht, stellt man dar, indem man getrockneten Chlorwasserstoff durch kalt gehaltenen reinen Terpentin leitet. Die nach einigen Stunden abgeschiedenen festen Massen haben die Formel $C_{10}H_{16}$, HCl.

Man erwärme Terpentinöl (1 Th.) mit Chlorkalk (8 Th.) und Wasser (24 Th.); Chloroform entsteht, durch den Geruch nachweisbar.

Andere flüchtige Oele mag man sich in einem einfachen Destillationsapparat durch Destillation des ölreichen Theils gewisser Pflanzen mit Wasser darstellen. Der einfachste charakteristische Unterschied liegt meist nur im Geruch.

Von dem Geruch und der Brennbarkeit des Citronen- und Apfelsinenöls überzeugt man sich sehr einfach dadurch, daß man die Schalen von Apfelsinen oder Citronen mit der inneren Seite zusammenpreßt und die gekniffte Stelle einer Flamme nähert, welche den ausgespritzten Saft entzündet.

Aus Samen gewinnt man Petersilienöl, Wachholderbeeröl (reife, aber noch grüne Beeren), Hopfenöl (weibliche Fruchtzapfen), Kümmelöl, Muscatnußöl ꝛc.; aus Blüthen: Neroliöl (Orangenblüthen), Rosmarinöl, Rosenöl (frische Blüthen) ꝛc.; aus dem Kraut: Salbeiöl (frisch getrocknet), Majoranöl ꝛc.

195. Harze und Balsame.

Terpentin, Pbgl. mit Destillationsvorrichtung. L., Zf., Töpfchen, Kalilauge, Colophonium, W., B., Alaun. Versch. Pbgl., Weingeist. Eiserne Schale, Terpentin, Zinnober, Kreide, Tss., Wg., Bret.

Die Umwandlung, welche die flüchtigen Oele durch Aufnahme von Sauerstoff erleiden, scheint schon im Pflanzenkörper vor sich zu gehen. Die Oxydationsproducte nennt man Harze, die noch zähflüssigen Gemenge von Harz und Oel Balsame.

In einem Probirglase, das man zu einem Destillationsapparat hergerichtet hat, erwärme man etwas von dem ausgeflossenen Safte von Nadelhölzern; Terpentinöl destillirt über (s. vor. Nr.) und es bleibt ein beim Abkühlen erstarrender Rückstand, Colophonium, das gereinigt als Geigenharz Verwendung findet. Es besteht aus einer Reihe isomerer Säuren, deren Formel wahrscheinlich $C_{20}H_{30}O_2$ ist.

Den säureartigen Charakter der Harze erkennt man an Seifenbildung. Man koche in einem Töpfchen 10 g Colophonium mit 40 g starker Kali- oder Natronlauge und setze nach einiger Zeit theelöffel-

weise so viel Lauge hinzu, bis eine Probe davon sich in heißem Wasser zu einer klaren Flüssigkeit löst. Beim Erkalten erstarrt die Masse zu einer ziemlich festen Seife, Harzseife. Versetzt man Harzseifelösung mit Alaunlösung, so entsteht eine unlösliche Verbindung von harzsaurer Thonerde, die zum Leimen von Maschinenpapier gebraucht wird, weil sie das Auseinanderfließen der Dinte verhindert.

Man mache mit Harz Lösungsversuche in Wasser (unlöslich) und in Weingeist (Tischlerpolitur).

An der Luft und im Boden verändern sich die Harze nicht mehr; daher die Verwendung zu Anstrich und Einbalsamiren org. Körper, die große Unverweslichkeit harzreicher Hölzer.

Man erwärme Colophonium, es schmilzt allmählich, wird aber bei stärkerer Hitze dunkelfarbig (Brandharz, Pech). In einer eisernen Schale schmelze man 10 g helles Harz (Schellack) und 2 g Terpentin und rühre dazu 2 g feingepulverten Zinnober mit 1 g feingeschlämmter Kreide; die ausgestochene zähflüssige Masse läßt sich mit den nassen Händen zu Stangen rollen: Siegellack.

Verschiedene Harzsorten:

Gemeiner Terpentin aus Fichten und Kiefern.

Venetianischer Terpentin aus Lärche, Pinus larix L.

Copaivabalsam, Brasilien, medicin. Mittel.

Copal, Westindien und Afrika, in Weingeist nicht löslich, als Lack verwendet.

Schellack quillt aus einigen ostindischen Bäumen nach dem Stich gewisser Insecten; wird zu Siegellack und Tischlerpolitur benutzt.

Asphalt, Pech bleibt als Rückstand übrig, wenn die Steinkohlentheeröle der trocknen Destillation ausgesetzt werden.

196. Kautschuk, Guttapercha.

W., Tss., Kautschuk, versch. Pbgl., Alkalien u. Säuren, L., Wg., Mbgl., Pbgl. mit Destillationsvorrichtung, Rhalter.

Der ausgetrocknete Milchsaft mehrerer im Sudan und in Ostindien wachsender Bäume behält die Eigenschaft der Elasticität in hohem Grade: Gummi*) elasticum oder Kautschuk. Man bringt es in Klumpen oder in Flaschenform (Amerika, Indien) in den Handel. Letztere wird dadurch erzeugt, daß man Thongefäße mit dem noch flüssigen Saft überzieht und nachher zerbricht.

Man kann Kautschuk nicht in Wasser lösen; es ist daher ohne Geschmack, riecht dagegen ozonähnlich. Läßt man aber Stücke (auszu-

*) Gummi bedeutet überhaupt einen festwerdenden Pflanzensaft.

wässernde Schlauchenden) auf (sp. G. 0,92 — 0,96) Wasser liegen, so ändert sich die schiefergraue Farbe zu weiß, trocknet man ab und wägt, so findet man geringe Gewichtszunahme; in die oberflächlichen Poren ist nämlich Wasser mechanisch aufgenommen. Man versuche Lösung kleiner Stückchen in Weingeist, Aether, Schwefelkohlenstoff, Terpentinöl, Benzin. Die letztere mag man aufheben, um etwa Papier, Zeug ꝛc. wasserdicht zu machen.

Man probire die Einwirkung warmer Alkalien und Säuren. Hieraus erwächst die Regel, daß man heiße Schwefelsäure, Salpetersäure und Chlor von Kautschuk möglichst fern halte, wenigstens das Schlauchende, was zum Verbinden zweier Glasröhren dient, soweit aufschiebt, daß sich die Rohrenden berühren.

Widerstandsfähiger als das dunkle ist das vulkanisirte hellgraue Kautschuk. Man stellt es durch Zusammenkneten von warmem Kautschuk mit Schwefelblumen oder Schwefellösung dar. Leider wird es dadurch weniger elastisch und bei längerem Liegen leichter brüchig. Hat man größeren Vorrath an Schläuchen, so hänge man sie an einer oft benutzten Thür auf; sie bleiben länger geschmeidig, als wenn sie völlig in Ruhe liegen.

Auch größere Hitze meide man, denn wenn Kautschuk einmal geschmolzen gewesen ist (bei 120⁰), so bleibt dasselbe jahrelang flüssig.

Kautschuk hat die Formel nC_4H_7, ist aber gewiß kein einfacher Körper. Der Formel entspricht große Brennbarkeit; wenn man ein Stückchen desselben auf einer Scherbe anzündet, so brennt es mit rußender Flamme, und aus dem anschwellenden Stückchen sondert sich ein theeriges Oel ab. Man erhitze ein Stückchen in einem Probirglase mit Glasrohr und weise als Destillationsproducte durch Kalkwasser CO_2, durch Probirpapier oder Span mit Salzsäure H_3N nach; das gleichzeitig auftretende Wasser bemerkt man als Beschlag und die Zersetzungsproducte von Eiweißstoffen als unangenehmen Geruch; wollte man gleichzeitig CO nachweisen, so müßte man nach Nr. 47 verfahren. Nach kurzer Zeit geräth der Inhalt ins Kochen, und bei gemäßigtem Feuer gehen verschiedene Kohlenwasserstoffe über, welche anfangs gelb, nachher dunkel gefärbt sind.

Die Guttapercha stammt von einem in Ostindien sehr häufigen Baume Isonandra gutta und wird durch Anbohren aus demselben erhalten. Sie ist in ihrem Verhalten dem Kautschuk sehr ähnlich, aber bei gewöhnlicher Temperatur fest. Taucht man ein Stück (Federhalter) in ein Wasserbad von 48⁰, so wird es biegsam; ist die Hitze des Bades 60⁰, so kann man es dehnen und kneten. Vulkanisirt ist es auch in der Kälte noch weich und wird beim Erwärmen nicht klebrig.

In der Kälte wird es von Wasser selbst bei hohem Druck nicht

angegriffen, ist daher das einzige Material, das sich zum dauernd isolirenden Ueberzug von unterseeischen Telegraphendrähten (erprobt an den transatlantischen Kabeln) eignet.

197. Bernstein.

Bernsteinstückchen, versch. Glr., W., Weingeist, Aether, Benzol, Kalilauge, versch. Pbgl.

Die Unveränderlichkeit der Harze findet im Vorkommen des Bernsteins (altd. bern. = brennen) einen ausgezeichneten Beleg. Er ist der Balsam vorweltlicher Nadelhölzer, findet sich deshalb in Braunkohlenlagern und wird mit Seetang oft von den Wellen der Ostsee an die Preußische und Pommersche Küste gespült. Von den ähnlich aussehenden Kieseln unterscheidet man ihn sofort durch seine geringe Härte. Er ist zwar geruch- und geschmacklos, hat aber sonst von den Eigenschaften der Harze nichts eingebüßt. Man reibe ihn, er wird elektrisch; man schmelze ein Stückchen im Glasrohr, es entsteht ein aromatischer Geruch; angezündet brennt er. In den bekannten Lösungsmitteln der Harze (man versuche mit Weingeist, Aether und Benzol) läßt er sich aber nicht völlig lösen, das Gelöste ist der vorzügliche, feine Bernsteinlack. Dieser lösliche Theil soll die Zusammensetzung der Campher haben, $C_{10}H_{16}O$, wenigstens kann man durch Erhitzen von Bernsteinpulver in Kalilauge Borneol, $C_{10}H_{18}O$, vgl. Nr. 193, darstellen; man prüfe den Geruch.

Unterwirft man ein Stückchen der trockenen Destillation, so fängt es an, sich aufzublähen durch die Dämpfe von Wasser, H_2O, von Bernsteinsäure, $C_4H_6O_4$, Nr. 173, und von einem flüchtigen Oel. Sobald diese abdestillirt sind, fließt der Rückstand ruhig: Bernstein-Colophonium.

---

40. Alkaloide.

198. Nicotin, Coniin.

Tabak, 2 Kfl., 3f., L., grobes Filter, Tr., W., Alkohol, Mdgl., Destillationsapparat, Natronlauge, Aether, Essigsäure, Jodtinctur, Pbgläser. Destillationsapparat, Pbp., St. Uhrgläser, Silberlösung.

Mit Alkaloiden bezeichnet man stickstoffhaltige basische Verbindungen (vgl. Nr. 187), welche in Pflanzen- und Thierkörpern an Säuren gebunden vorkommen, zum Theil auch künstlich dargestellt werden. Die Abscheidung und Erkennung ist oft umständlich, aber

deshalb sehr wichtig, weil manche der Alkaloide zu den stärksten Giften gehören.

Das Nicotin, $C_{10}H_{14}N_2$, ist in der Tabakpflanze an Säuren gebunden enthalten und zwar im französischen Tabak 3 — 8 Proc., im virginischen 7 Proc., im echten Havannatabak nur 2 Proc., ziemlich nicotinfreie künstliche Tabakssorten sind fade und unschmackhaft. Beim Verglimmen des Tabaks wird das Nicotin meist flüchtig und sammelt sich größtentheils mit Flüssigkeit in dem Abguß der Pfeifen und dem feucht werdenden Stummel der Cigarre, zum Theil ist es im Rauch enthalten und wirkt anregend. Die Darstellung ist umständlich; man erhält ein farbloses, nach Tabak riechendes Oel. Behufs Nachweis kann man etwas kürzer verfahren. Die Flüssigkeit aus Pfeifen oder eine Abkochung von Tabaksblättern wird filtrirt, das Filtrat zum Extract eingedickt und noch warm mit dem doppelten Volum Alkohol vermischt. Es entstehen zwei Schichten, von denen die untere viel äpfelsauren Kalk enthält. Die obere wird abgenommen und der Weingeist abdestillirt, darauf der Rückstand mit conc. Kalilauge versetzt, und durch Schütteln mit Aether das jetzt frei gewordene Nicotin ausgezogen.

Essigsäure bildet ein in Aether unlösliches Salz. Jodtinctur färbt wäßr. Lösung bei großer Verdünnung zuerst gelb, dann carmoisinroth; ätherische Lösung wird von der Jodtinctur stark erwärmt, und nach einiger Zeit scheiden sich Krystalle von Trijodnicotin ab. Fällung von Metalloxyden.

Coniin, $C_8H_{15}N$, findet sich in allen Theilen des gefleckten Schierlings und wird mit Wasser und einigen Verunreinigungen erhalten, wenn man die zerquetschten Pflanzentheile mit Natronlauge so lange destillirt, als das Destillat noch alkalisch reagirt. Die umständliche Reinigung liefert ein Oel von widrigem Geruch und Geschmack, welches sehr giftig ist (Schierlingsbecher der altgriechischen Justiz).

Das Coniin scheidet aus Silberlösungen metallisches Silber ab. Die weingeistige Lösung bringt in Jodtinctur (also Jod im Ueberschuß) einen braunen Niederschlag hervor, der sich nachher wieder löst. Es reagirt alkalisch und bildet lösliche Salze.

199. Opium: Morphin, Narcotin.

Reibschale, B., Opium, Ammoniak, Aether. W., Alkalien, Kalkwasser, Probirgläser, St., Uhrglas, Silberlösung, $Fe_2 3SO_4$.

Der getrocknete Milchsaft aus den grünen Kapseln des Mohn (Papaver somniferum L.) wird in Ostindien, Kleinasien und Aegypten gesammelt und als Opium in den Handel gebracht. Es ist eine dunkel gefärbte, harzähnliche Masse, meist in getrocknete Mohnblätter

eingehüllt und enthält, außer Verunreinigungen (Sand), Gummi und Harzen, verschiedene Alkaloide, deren Trennung und Darstellung weitläufig ist. Der Werth des Opiums hängt von seinem Gehalt an Morphin ab, ungefähr $2^1/_2$ — $3^1/_4$ Proc. Das weniger wichtige Narcotin beträgt ungefähr das Doppelte.

Man zerreibe Opium mit Alkohol, filtrire und ziehe den Rückstand noch einmal aus. In der Lösung befindet sich bloß Morphin und Narcotin; man setzt dazu den 25. Theil Ammoniak und läßt 12 Stunden stehen, dann sind die Alkaloide in Krystallen abgeschieden. Diese behandelt man mit Aether oder Chloroform, welche bloß Narcotin lösen.

Das Morphin, $C_{17}H_{19}NO_3 + H_2O$, wird unter dem Namen Morphium als schmerzstillendes, beruhigendes und schlafmachendes Mittel von den Aerzten verabreicht. Es bildet farblose Krystalle, welche in Wasser wenig, in Weingeist mehr löslich sind, bitter schmecken und alkalisch reagiren. Es ist aber auch leicht in Alkalien und Kalkwasser löslich. Es reducirt Silberlösung. Streut man einige Körnchen in schwefelsaure Eisenoxydlösung, so wird diese reducirt zu Oxydullösung, wobei Blaufärbung eintritt, welche aber leicht durch überschüssige Säure, durch Alkohol und durch Erwärmung verhindert wird.

200. Chinin, Cinchonin; Atropin.

Chinin, Weingeist, Kfl., B., Schwefelsäure, Destillationsapparat, W., Ftr. u. Tr., Alkali. 3 Uhrschalen, Chlorwasser, Ammoniak, St., gelbes Blutlaugensalz.

Aus der Rinde verschiedener Sorten des sog. Chinabaumes, dessen Heimath in den Anden des äquatorialen Südamerika ist, gewinnt man ein fiebervertreibendes Heilmittel, aus welchem als wirksame Bestandtheile Chinin und Cinchonin dargestellt werden.

Chinin, $C_{20}H_{24}N_2O_2$, kommt meist in Begleitung von Cinchonin, $C_{20}H_{24}N_2O$, vor. Man trennt beide, indem man die alkoholische Lösung beider mit Schwefelsäure bis zur schwach sauren Reaction versetzt, den Weingeist abdestillirt und in der Kälte mit Wasser behandelt, wobei das schwefelsaure Chinin als der schwerer lösliche Körper zurückbleibt. Das Alkaloid selbst wird aus der warmen wäßrigen Lösung durch Zusatz eines Alkali abgeschieden.

Zu einer Lösung von schwefelsaurem Chinin setze man zuerst frisch bereitetes Chlorwasser, dann Ammoniak; es entsteht grüne Färbung. Ist Ammoniak nicht im Ueberschuß zugesetzt, so bewirkt ein weiterer Zusatz von Chlorwasser jetzt eine violette in Roth übergehende Färbung. — Versetzt man mit wenig Wasser betropftes schwefelsaures

Chinin mit Chlorwasser und fügt zu der hellgelben Lösung gepulvertes gelbes Blutlaugensalz, so entsteht hell rosenrothe, bald tief dunkelroth werdende Färbung.

Das Atropin oder Daturin, $C_{17}H_{23}NO_3$, wird aus der Wurzel der Tollkirsche (Atropa Belladonna L.) und den Samen vom Stechapfel (Datura Stramonium L.) gewonnen. Wegen seiner erschlaffenden Wirkung auf die Muskeln wird es in der Medicin verwendet; besonderen Werth hat es in der Augenheilkunde, da es durch Erweiterung der Pupille (überhaupt ein häufiges Erkennungsmittel von Vergiftungen) die Untersuchung des inneren Auges möglich macht.

Erkennung s. Nr. 202.

201. Caffein.

Thee, Weingeist, 2 B. u. Kfl., KHO, Krystallisationsschale, Glr., Pbgl., Uhrschale, rauchende Salpetersäure, Ammoniak, St.

Das Caffein, $C_8H_{10}N_4O_2 + H_2O$, ist identisch mit Thein und findet sich in den Früchten des Kaffeebaumes (Coffea Arabica L.), den Blättern des Theestrauches (Thea Chinensis L.) und in den Blättern einer südamerikanischen Ilexart, von welcher der sog. Paraguaythee stammt.

Gepulverten Thee zieht man mehrmals mit wenig Weingeist aus, fällt mit Bleizuckerlösung, filtrirt und behandelt das Filtrat mit H_2S, um gelöstes Blei zu entfernen, abermalige Filtration, Verdunsten des Filtrats bis auf $^1/_4$, Neutralisation mit KHO; darauf erfolgt beim weiteren freiwilligen Verdunsten die Ausscheidung des Alkaloids in schönen farblosen Nadeln. Diese kann man im Glasröhrchen erwärmen: bei 100° verlieren sie Feuchtigkeit, schmelzen bei 178° und sublimiren bei etwas höherer Temperatur unzersetzt. Auch die Löslichkeit mag man prüfen.

Man koche Caffein einige Minuten mit rauchender Salpetersäure, verdunste bei gelinder Wärme (Uhrglas) und befeuchte den Rückstand mit Ammoniak; es entsteht prachtvolle rothe Purpurfarbe, welche auf Zusatz von Kali wieder verschwindet.

Das Theobromin, $C_7H_8N_4O_2$, ist in den Cacaobohnen enthalten und hat viel Aehnlichkeit mit dem Caffein.

202. Vergleichende Zusammenstellung der Reactionen einiger Alkaloide.

	Conc. Schwefelsäure	Conc. Schwefels. mit etwas Salpeters.	Conc. Salpetersäure	Gerbsäure	Quecksilberchlorid, $HgCl_2$
Nicotin:	Nichts;	nichts;	schwach gelb;	röthlich gelber Niederschl. in conc. Lösung;	weiße Trübung.
Coniin:	Nichts;	nichts;	nichts, bei gr. Mengen gelb;	blaßgelbe Trübung;	nichts.
Morphin:	Nichts, beim Erhitzen röthlich bis violett;	röthlich violett, beim Erwärmen nußbraun;	orange, später hellgelb;	weiße Trübung;	nichts.
Narcotin:	Allmählich hell- bis röthl. gelb, beim Erw. orangeroth mit blauvioletten Streifen, endlich granatroth;		gelb, später heller;	schmutzig weißer Niederschlag;	nur in conc. Lösung weißliche Trübung.
Chinin:	Schwach blaß, grünlich gelb;		nichts, auch beim Erwärmen;	schmutzig blaßgelber Niederschlag;	nichts.
Cinchonin:	Nichts;	nichts;	nichts, auch beim Erwärmen;	schmutzig blaßgelber Niederschlag;	weiße Trübung.
Atropin:	Nichts, beim Erw. violett, dann braungelb;	nichts, beim Erw. gelblich;	nichts, auch beim Erwärmen;	weißer Niederschlag;	geringe Trübung.

41. Bitterstoffe, Farbstoffe ꝛc.

203. Absynthin.

Wermut, Weingeist, Destillationsapparat (Liebigsche Kühler), 2 Kfl., Aether, B., Zf., L., Ammoniak, Salzsäure, essigs. Bleioxyd, Schwefelwasserstoffapp., Mdgl., Uhrglas, conc. Schwefelsäure, St., W.

In dem Wermut, Artemisia Absynthium L., ist ein vielfach zur Herstellung unschädlicher bitterer Liqueure benutzter Bitterstoff, das Absynthin oder Wermutbitter, wahrscheinlich $C_8H_{11}O_5$, enthalten. Den Geschmack erkennt man schon beim einfachen Kauen des Krautes. Zur Reindarstellung zieht man das frische Kraut mit Weingeist aus, destillirt das Extract bis zur Syrupconsistenz ab und schüttelt mit Aether; den Rückstand der abgedampften ätherischen Lösung behandelt man nach einander mit verd. Ammoniak und verd. Salzsäure und nimmt das Ungelöste in Weingeist auf. Zu dieser Lösung setzt man essigsaures Bleioxyd bis zur Trübung, zerlegt das Bleisalz mittels H_2S, trennt die Flüssigkeit vom PS durch Filtration, vermischt das Filtrat mit etwas Wasser und läßt verdunsten. Es bleiben gelbe, harzige Tropfen von Absynthin. Als charakteristisches Erkennungsmittel dient die Lösung in conc. Schwefelsäure, welche zuerst röthlichgelb ist, an der Luft indigblau wird und mit Wasser einen nicht mehr bitter schmeckenden Niederschlag giebt.

Quassiin, wahrsch. $C_{10}H_{12}O_3$, ist ein auch oft (z. B. als Hopfensurrogat) gebrauchter, aber giftiger Bitterstoff aus dem Holze einiger tropischen Bäume (Fam. der Rutaceen).

Als Bandwurmmittel wendet man die Blüthen einer abessinischen Pflanze Brayera (Rosaceen) unter dem Namen Kusso an. Der wirksame Bestandtheil dieses Medicaments ist wahrscheinlich das Kussin, ein dunkelgelbes, schwach bitteres Harz.

Das Cantharidin, $C_5H_6O_2$ oder $C_{10}H_{12}O_4$, bedingt die blasenziehende Wirkung der sog. Spanischen Fliegen. Das Pulver von Lytta (Cantharis) vesicatoria ziehe man mit kleinen Portionen Aether aus. Die ersten lösen meist nur Oele, die letzten hinterlassen beim Verdunsten farblose Säulchen oder Blättchen, die durch Umkrystallisiren aus Weingeist gereinigt werden. Sie sublimiren beim vorsichtigen Erhitzen (200 °) vor dem Schmelzen.

204. Chlorophyll, Hämatoxylin.

Grüne Blätter, Aether, Mbgl., B., Kfl., Alkohol, Krystallisationsschale, Pbgl., conc. Säure, W. — Blauholz, Aether, Mbgl., Destillationsapparat, 2 B., W., Boraxlösung, conc. Kochsalzlösung, St. Versch. Pbgl., Alkalien, Ammoniak, Essigsäure.

Blattgrün oder Chlorophyll (gr. chloros = grün, phyllon = Blatt) ist die namentlich in den Blättern der Pflanzen vorkommende grüne Substanz, welche wahrscheinlich nicht einfach, sondern zusammengesetzt und bei verschiedenen Pflanzen verschieden ist. Es ist eisenhaltig (durch Ernährungsversuche der Pflanzen erwiesen) und hat den Zweck, den Athmungsproceß in der Pflanze zu unterhalten, d. h. die durch die Spaltöffnungen der Oberhaut aufgenommene Kohlensäure zu zerlegen. Eine entsprechende Function haben die rothen Blutkörperchen im Thierkörper.

Zerkleinerte grüne Pflanzentheile ziehe man mit Aether aus, indem man die Mischung in einer verkorkten Flasche schüttelt. Der beim Verdunsten bleibende Rückstand wird mit heißem Alkohol behandelt, welcher beim Erkalten Wachs ausscheidet, das Chlorophyll aber gelöst behält. Das nach dem Verdunsten des Lösungsmittels im Rückstand bleibende, noch nicht ganz reine, vielleicht schon veränderte Chlorophyll ist ein grünes Pulver, das in conc. Säuren löslich ist, durch Wasser aber wieder ausgeschieden wird.

Hämatoxylin (gr. häma = Blut, xylon = Holz), $C_{16}H_{14}O_6$, kann man aus Blauholzextract (Campecheholz) darstellen, indem man das mit Quarzsand (Verfälschung) gemischte Extract mit dem 5- bis 6fachen Volum Aether in einer verkorkten Flasche einige Tage lang stehen läßt, die abgegossene Flüssigkeit abdestillirt und den zurückbleibenden Syrup mit Wasser mischt; nach einigen Tagen schießen große farblose Krystalle an.

Hiervon löse man in Boraxlösung zu einer syrupartigen Masse; auf Zusatz einiger Tropfen concentrirter Kochsalzlösung geschieht Krystallisation mit auffallender Bewegung; nach dem Umrühren und kurzem Stehen hat sich fadenziehendes amorphes Hämatoxylin abgesetzt. Alaunlösung färbt sich mit Hämatoxylin roth. Spuren von Alkalien (auch kohlensauren) färben es violett. Ammoniak löst es bei Luftabschluß mit purpurrother Farbe, die bei Luftzutritt dunkler wird; hieraus scheidet Essigsäure einen braunrothen Niederschlag ab von Hämatein, einem rothen Pulver nach dem Trocknen.

Curcumin, der gelbe Farbstoff der Curcumawurzel, ist an seinem Verhalten gegen Alkalien, Nr. 10, S. 9, schon bekannt.

42. Eiweißkörper.

205. Albumin, Fibrin, Fleischfibrin.

Hühnerei, 2 Tr., Leinwand, Ftr., W., Gestell mit Pbgl., Säuren, Salpeters., Essigs., Gerbs., Wasserbad, Thermometer, Weingeist, Alkohol, Alkalien, Metallsalze ($ZnCl_2$), Weinsäure. — Blut, W. —

Mit Eiweißkörpern bezeichnet man eine Anzahl chemischer Verbindungen, welche als wesentliche Bestandtheile thierischer Organismen anzusehen sind, aber auch in Pflanzen, besonders in deren Samen, nicht fehlen. Ihre Untersuchung ist nur in geringem Grade gelungen, weil sie äußerst leicht zersetzbar sind und wenig Verbindungen eingehen. Wahrscheinlich besitzen sie ein hohes Molekulargewicht; die Formel für das Eiweiß aus Hühnereiern ist vielleicht $20(C_{20}H_{31}N_5O_6) + S_2P = C_{400}H_{620}N_{100}O_{120}S_2P$. Sie enthalten alle Stickstoff neben Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, ferner Schwefel in geringer Menge, einige auch Phosphor. Alle treten in einem löslichen und einem unlöslichen Zustande auf.

Das Albumin, Eiweiß des Thierkörpers, kann man sich am reinsten aus Eiern, weniger bequem aus Blutflüssigkeit darstellen. Man verdünne Eiweiß aus Hühnereiern mit dem doppelten Volum Wasser, filtrire zuerst durch Leinwand, dann durch Papier. Mit dem Filtrat kann man schon verschiedene Reactionen anstellen. Der Zusatz einer stärkeren Säure bringt einen Niederschlag hervor, Essigsäure nicht, Salpetersäure schon bei größter Verdünnung; vollständige Ausscheidung bewirkt die Gerbsäure, Nr. 183.

Man erhitze in einem Probirglase im Wasserbade langsam; bei 60° tritt Trübung, dann Abscheidung von Flocken, endlich völliges Gerinnen ein, wobei das Eiweiß eine große Menge Flüssigkeit einschließen kann. (Das durch Kochen kautschukartig hart werdende Hühnereiweiß besteht nur zu $^1/_8$ aus Eiweiß, im übrigen aus Wasser.) Das Gerinnen des Eiweißes bei höherer Temperatur bedingt den Tod thierischer Organismen. Gekochtes (selbst trichinenhaltiges) Fleisch kann man daher ohne Gefahr genießen; Fleisch, welches bei Siedetemperatur luftdicht eingeschlossen wird, bleibt auf lange Zeit unverändert (Fleischconserven, condensirte Alpenmilch).

Zu der Eiweißlösung setze man tropfenweise Weingeist, bis keine Fällung mehr erfolgt. Die coagulirende Wirkung des Weingeistes wird auch zur Conservirung eiweißhaltiger Körper benutzt (anatomische Präparate). Ebenso ist die Wirkung von Metallsalzen; man versuche mit Lösungen von Chlorzink u. a. Eine noch lösliche Verbindung mit Eisenoxyd (Eisenalbuminat) wird jetzt statt der dintenartig schmeckenden Eisentropfen als Mittel gegen Blutarmuth gereicht.

Wenn man mit absolutem Alkohol fällt, so geht die unlösliche Form des Eiweißes in den Niederschlag. Diese läßt sich aber in Phosphorsäure, Essigsäure und Weinsäure wieder lösen; also Essig hat in Speisen nicht bloß eine würzende, sondern auch eine lösende, die Verdauung befördernde Wirkung.

Läßt man Alkalien auf Albumin einwirken, so entstehen auch Niederschläge, aber wahrscheinlich von schon verändertem Eiweiß.

Der Eiweißkörper des Blutes ist das Fibrin, welches beim Erkalten gerinnt. Man erhält es rein, wenn man den Blutkuchen so lange wäscht, bis die rothe Farbe (Blutkügelchen) vollständig verschwunden ist. Bequemer noch bekommt man es, wenn man das Blut schon während des Gerinnens mit einem Quirl schlägt. Will man das Gerinnen überhaupt verhindern, so setzt man Essigsäure hinzu, welche (s. o.) Eiweiß löst (Schwarzsauer).

In einer sauerstoffhaltigen Atmosphäre giebt das Fibrin Kohlensäure ab und nimmt Sauerstoff auf. Es verändert sich also schon bei der Gewinnung und ist wahrscheinlich schon verschieden, je nachdem man das Blut Venen oder Arterien entnommen hat. Wenn man das Fibrin trocknet, so wird es wie das Albumin hornartig.

Das Fleischfibrin ist nicht bloß vom Blutfibrin verschieden, sondern hat auch in verschiedenen Thieren verschiedene Eigenschaften. In Wasser, welches nur $^1/_{1000}$ HCl (der Magensaft enthält freie Salzsäure) enthält, lege man Fleischfasern vom Ochsen oder Huhn und vom Kalb oder Hammel; die ersten beiden lösen sich bald und vollständig, die letzten langsamer und unvollständig auf.

206. Leim, Chondrin, Hornsubstanz.

Hausenblase oder Gelatine, 3 Kfl., B., Tr. m. Ftr., Beutelchen. Platinblech, L., versch. Pbgl., Weingeist, Säuren, Alkalien, Metallsalze. — Haare, W., Weingeist, Aether, versch. Kfl., Natronlauge, Pbp., Säure, Bleipapier, Salpetersäure.

Leim und Chondrin sind im thierischen Organismus schon fertig gebildet. Leim befindet sich in den Knochen, in denen sich Kalk abgelagert hat, in Sehnen (Kalbsfüßen), Hirschhorn, Hausenblase, Fischschuppen; Chondrin dagegen bildet die Knochen vor ihrer Verkalkung und sämmtliche permanente Knorpel, wie z. B. Kehlkopf. Beide haben viel Aehnlichkeit mit einander, lösen sich in heißem Wasser (Chondrin erst nach langem Kochen) und erstarren beim Erkalten zu einer gallertartigen Masse, welche trocken als Leim, Gelatine, Suppentafeln ꝛc. verkauft wird und zum Leimen, sowie zur Darstellung von Gelee im Haushalt Verwendung findet.

Leim, Glutin, kann man sich aus Hausenblase darstellen, die

man bis zur völligen Lösung in Wasser kocht, warm filtrirt, die beim Erkalten erstarrende Masse mit kaltem Wasser knetet und zuletzt in einem Beutelchen in kaltem Wasser aufhängt, damit alles Lösliche entfernt werde. Zu verschiedenen Reactionen genügt auch käufliche Gelatine, welche man, wie zuletzt angegeben, ausgewässert hat.

Erwärmt man ein Stück trocknen Leim auf einem Platinblech, so wird es weich, bläht sich auf unter Verbreitung eines Geruchs nach verbranntem Horn und verbrennt schließlich mit Hinterlassung einer porösen Kohle.

In warmem Wasser löst sich der Leim, erstarrt aber, wenn man nicht längere Zeit hindurch gekocht hat, beim Erkalten selbst in großer Verdünnung wieder. Alkalien und Metallsalze fällen die Leimlösung meist nicht. Säuren machen Leim selbst in der Kälte löslich — während sie Chondrin, wenn sie nicht im Ueberschuß vorhanden sind, fällen.

Dies benutzt man, um einen bei jeder Temperatur flüssigen Leim herzustellen. Zu 10 Th. Leim, mit 10 Th. Wasser erwärmt, setzt man 2 Th. Salpetersäure, oder man löst im Wasserbade Leim in einer gleichen Portion von starkem Speiseessig und fügt ein Viertheil Alkohol und ein wenig Alaun zu.

Versetzt man Leim mit Glycerin, so bleibt er klebrig (zu Buchdruckerschwärze).

Der Klebleim, mit dem Briefmarken ꝛc. bestrichen werden, besteht aus 6 Th. Tischlerleim, 12 Th. Kandiszucker und 3 Th. arab. Gummi gelöst in 24 Th. Wasser.

Hornsubstanz findet sich in Hufen, Nägeln, Haaren, Federn, Fischbein, Oberhaut ꝛc.

Wenn man Haare mit Wasser, Weingeist und Aether nach einander erwärmt, so bleibt ziemlich reine Hornsubstanz übrig. Diese kann man in Natronlauge lösen, wobei sich Ammoniak entwickelt; setzt man aber zu der Lösung eine Säure, so entsteht ein Niederschlag unter Entwickelung von Schwefelwasserstoff (schwärzt Bleipapier). Wegen dieses Schwefelgehaltes lassen sich helle Haare und Federn mit essigsaurem Bleioxyd (durch PbS) färben. Der Schwefelgehalt ist aber verschieden, von $2^1/_2$ Proc. (Fingernägel) bis 3 — 5 Proc. (Haare).

Man untersuche noch die Löslichkeit in Säuren. Salpetersäure substituirt, unter Gelbfärben, einige H durch NO_2, dadurch entsteht zuerst Xanthoproteinsäure (vgl. Nr. 186 Schluß), zuletzt durch Oxydation Oxalsäure.

207. Casein.

Milch, versch. B., Säure, lein. Lappen, Sodalösung, Alkohol, Aether, W., Pbp., kohlens. u. phosphors. Natron, Tss., Zf., L. — Ozonapparat (Fl., Phosphor, Brunnenw., dopp. durchb. Kork mit Trichterrohr u. Gasentwickelungsrohr), Tss.

Die Milch enthält außer Wasser, einigen Salzen, Milchzucker (Nr. 178) und Butter (Nr. 171) noch einen Eiweißkörper, das Casein.

Nach längerem Stehen, besser durch eigene Centrifugalmaschinen, trennen sich die Butterkügelchen vermöge ihres geringeren specifischen Gewichtes von der übrigen Masse. Zu dieser fügt man einige Tropfen Säure, wodurch das Casein gerinnt; der abgepreßte Niederschlag wird in Sodalösung gelöst, durch Abheben von der aufschwimmenden Fettschicht befreit, wieder mit Säure gefällt, der Niederschlag nochmals so behandelt, dann durch Waschen mit Alkohol und Aether vom Fett, mit Wasser von der Säure befreit.

Das Casein kann in Wasser nur sehr wenig gelöst werden, reagirt aber sauer und bildet mit kohlensaurem oder phosphorsaurem Natron neutrale Lösungen, welche beim Kochen nicht mehr gerinnen. Auch in sehr verdünnten Säuren läßt es sich lösen, wird aber von concentrirten ausgeschieden. Versucht man eine Lösung zu verdunsten, so entsteht eine Haut, wie auf der warmen Milch.

Wichtig für die Zufuhr von anorganischen Salzen in den Ernährungsvorgang der Thiere ist die Thatsache, daß eine Lösung (Verbindung) des Caseins in Alkalien im Stande ist, alkalische Erden zu lösen.

Mittels einer großen Flasche, an deren Boden einige Stückchen Phosphor halb mit Wasser bedeckt einige Stunden gelegen haben, erhält man Luft, deren Sauerstoff zum Theil in Ozon übergeführt ist. Läßt man diese Luft (dopp. durchbohrter Kork, Trichterrohr) durch Caseinlösung streichen, so wird Casein dem Albumin ähnlich und gerinnt beim Kochen.

Wenn man Casein scharf trocknet, so wird es hornartig.

Bewahrt man es feucht eine Weile auf, so entsteht Fäulniß, die man an allerlei Käsesorten in den verschiedenen Stadien beobachten kann. Hält man das hierbei entstehende Ammoniak zurück, etwa durch einen Umschlag von Staniol, so wird der Käse weich und seifenartig (Limburger, Ramadoux). Bei dieser Zersetzung des Käse treten verschiedene Fettsäuren, wie Ameisensäure, Buttersäure 2c. auf, das Casein scheint aber vorwiegend überzugehen in: Leucin, $C_6H_{13}NO_2$, eine der Milchsäure nicht fern stehende Stickstoffverbindung, die sich in manchen Organen, wie Leber und Milz findet, und Tyrosin, einen

Eiweißkörper, der verschiedene salzartige Verbindungen einzugehen im Stande ist.

208. Pflanzenalbumin, Legumin, Kleber.

Saftreiche Pflz., lein. Lappen, Tss., Jf., L., versch. Pbgl. — Hülsenfrüchte, warmes Wasser, Reibschale, Haarsieb oder dünnes Tuch, 2 B., Ammoniak, Säure, Tss. — Weizenmehl, W., 2 Tss., lein. Tuch, Schüssel, Alkohol, Kfl., L.

Die Pflanzen-Eiweißkörper besitzen eine solche Aehnlichkeit mit denen des Thierreichs, daß Liebig sie für identisch erklärte.

Pflanzenalbumin kann man in allen Pflanzensäften dadurch erkennen, daß es in dem filtrirten (durch einen Lappen gepreßten) Safte beim Erwärmen gerinnt. Man kann einige Reactionen des thierischen Albumins auch hiermit anstellen.

Pflanzencasein oder Legumin stelle man aus Hülsenfrüchten dar. Erbsen, Bohnen oder Linsen werden einige Stunden lang in warmem Wasser eingeweicht, in einer Reibschale zerrieben und nach der Verdünnung mit dem 5- bis 6fachen Volum Wasser durch ein Haarsieb (Gaze, feinen Tüll) geschüttelt. Die Stärke setzt sich zu Boden, die überstehende Flüssigkeit bleibt milchig. Zu einer kleinen Portion der decantirten Flüssigkeit (Pbgl.) füge man einen Tropfen Ammoniak; die Flüssigkeit wird klar. Eine andere kleine Portion versetze man mit einigen Tropfen Säure; es entsteht Ausscheidung des Caseins. Den Rest theile man in zwei größere Abtheilungen, dampfe die eine ab, bis die bekannte Milchhaut erscheint, die andere lasse man so lange stehen, bis sie sauer geworden (Milchsäure) und geronnen ist.

Kleber ist im Roggen- und Weizenmehl in großer Menge enthalten, weshalb man diese einfach mit Wasser anrühren und zum Kleistern verwenden kann. Weizenmehl rühre man mit wenig Wasser zu einem Teige an, binde diesen in ein leinenes Beutelchen und knete denselben unter kaltem Wasser so lange, bis ein frischer Aufguß sich nicht mehr trübt (Stärke). Nur Kleber bleibt zurück; man löse in Alkalien, fälle mit Säuren.

Kocht man mit heißem Alkohol (oder reibt mit kaltem verd. Ammoniak zusammen), so wird der Kleber in zwei Verbindungen gespalten, in Pflanzenfibrin, welches ungelöst zurückbleibt, und Pflanzenleim, den man erst nach dem Verdunsten des Weingeistes erhält.

Aufstellung der Chemikalien. Stöchiometrische Rechnungen.

209. Die Chemikalien,

welche im Anhang aufgeführt sind, und die man sich im Laufe der Arbeiten darstellt, z. B. Jodkaliumstärkekleisterpapier, Nr. 180, oder alkalische Kupferlösung, Nr. 178, stellt man am besten in einem offenen Regal auf, wo dieselben leicht übersehen und ihre deutlich geschriebenen Etiketten auf den ersten Blick erkannt werden können. Zu verschließen sind alle giftigen und vom Lichte zersetzbaren Körper. Hat man die nöthigen Mittel, so nehme man nur weiße Glasgefäße mit Glasstöpseln; einzelne Chemikalien, welche man bald leicht unterscheidet, erfordern Korkpfropfen, wie z. B. Collodium.

Eine vortheilhafte Anordnung läßt sich besonders dadurch leicht wahren, daß man es sich zur Pflicht macht, jedes Reagens sogleich nach dem Gebrauch wieder an den bestimmten Platz zu stellen. Eine alphabetische Anordnung verhindert nicht die Nothwendigkeit häufigen Suchens, da viele Verbindungen mehrere Namen haben.

Nach einiger Uebung würde man sich leicht in folgende nach dem Princip aufgestellte Gruppen hineinfinden, daß möglichst immer diejenigen Reagentien zusammenstehen, welche in ihrer Wirkung einander ersetzen können:

1. Mineralsäuren, dazu vielleicht die häufig benutzte Essigsäure und Oxalsäure;
2. ätzende Alkalien, nebst CaH_2O_2;
3. kohlensaure Alkalien, saure kohlens.;
4. schwefelsaure Alkalien, schwefligs. und vielleicht Sulphide;
5. salpetersaure Alkalien, salpetrigs.;
6. Chlor-, Brom-, Jod- und Fluorverb. der Alk.;
7. Phosphorsäure, borsaure, weins. 2c. Alk.

Für die nächstfolgenden Abtheilungen mag man die metallische Basis als Theilungsprincip wählen:

8. Verb. der alkalischen Erdmetalle;
9. Thonerdeverbindungen;
10. Verbindungen der versch. Schwermetalle.

Die Elemente Schwefel, Phosphor ꝛc. können für sich oder bei irgendwie verwandten Gruppen, wie schwefelsauren ꝛc. Alkalien untergebracht werden.

Einen besonderen Platz beanspruchen auch die organischen Verbindungen, deren Anzahl ja nicht bedeutend ist.

Die Reihenfolge der bloß als Muster hingestellten Abtheilungen macht man am besten so, daß die am häufigsten benutzten Chemikalien am bequemsten zur Hand stehen. Oft muß man sich ja auch nach der Oertlichkeit, Größe der Flaschen ꝛc. richten. Zuweilen ist auch der Zweck maßgebend; will man nämlich eine Zeit lang bloß analytische Untersuchungen anstellen, so thut man wohl, die in Nr. 164 aufgeführten Reagentien an einer bequem zu erreichenden Stelle zeitweilig zusammenzustellen.

Für die stöchiometrische Rechnung mögen hier noch die Verbindungen aufgeführt werden, bei denen ein Wassergehalt zu berücksichtigen ist. Die Anordnung ist nach den Formeln alphabetisch.

$Al_2S_3O_{12} + 18H_2O$, schwefels. Thonerde; $CaCl_2 + 6H_2O$, krystallisirtes Chlorcalcium; $CaC_2O_4 + 2H_2O$, oxalsaurer Kalk; $CaC_4H_4O_6 + 4H_2O$, weinsaurer Kalk; $Ca2C_6H_5O_7 + 2H_2O$, citronens. Kalk; $CaSO_4 + 2H_2O$, schwefels. Kalk, Gyps; $Cu2C_2H_3O_2 + H_2O$, essigs. Kupferoxyd, Grünspan; $CuSO_4 + 5H_2O$, schwefels. Kupferoxyd, Kupfervitriol; $Fe_2Cl_6 + 12H_2O$, wasserhalt. Eisenchlorid; $FeSO_4 + 7H_2O$, schwefels. Eisenoxydul, Eisenvitriol; $HgNO_3 + H_2O$, salpeters. Quecksilberoxydul; $K_2C_2O_4 + H_2O$, neutr. oxals. Kali; $K_4FeCy_6 + 3H_2O$, Kaliumeisencyanür, gelbes Blutlaugensalz; $KHC_2O_4 + 2H_2O$, saures oxals. Kali; $KNaC_4H_4O_6 + 4H_2O$, weins. Kali-Natron, Seignettesalz; $K_2SO_4, Al_2S_3O_{12} + 24H_2O$, Kali-Thonerdealaun; $MgCl_2 + 6H_2O$, wasserhaltiges Chlormagnesium; $MgHPO_4 + 7H_2O$, phosphors. Magnesia; $MgSO_4 + 7H_2O$, schwefels. Magnesia, Bittersalz; $MnSO_4 + 7H_2O$, schwefels. Manganoxydul; $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$, borsaures Natron, Borax; $NaC_2H_3O_2 + 3H_2O$, essigs. Natron; $Na_2CO_3 + 10H_2O$, kohlens. Natron, krystallisirte Soda; $Na_2HPO_4 + 12H_2O$, kryst. phosphors. Natron; $NaHSO_4 + 2H_2O$, saures schwefels. Natron; $Na_2SO_4 + 10H_2O$, neutr. schwefelsaures Natron, Glaubersalz; $NaNH_4HPO_4 + 4H_2O$, phosphors. Natron-Ammon, Phosphorsalz; $Pb2C_2H_3O_2 + 3H_2O$, essigs. Bleioxyd, Bleizucker; $ZnSO_4 + 7H_2O$, kryst. schwefels. Zinkoxyd, Zinkvitriol; $ZnSO_4 + H_2O$, entwässertes schwefels. Zinkoxyd.

Anhang.

Zur Ausführung der Versuche ist erforderlich:

1. An Glassachen mindestens 1 gläserne Spritlampe mit übergreifendem Glasstöpsel, 1 Glastrichter, etwa 7 cm Durchmesser, 2 Kochflaschen, 5—7 cm Durchmesser, 6—12 Probirgläser, finger- bis daumendick, 3—4 dünne Glasröhren, circa $^1/_2$ m lang, vgl. Nr. 4 und 17, und eine Anzahl größerer und kleinerer Medicingläser so wie das in Nr. 17—21 Angegebene. — Für Lehranstalten muß der Zeitersparniß wegen Alles completer sein, etwa 2—3 Glastrichter verschiedener Größe nebst Vorrath von gröberem und feinerem Filtrirpapier, 20—30 Probirgläschen vom kleinsten bis reichlich daumendick, 4—6 Glasröhren von im Handel gebräuchlicher Länge, einige dünnwandige Glasröhren, 4—8 porcellanene Abdampfschalen von 6—15 cm Durchmesser, 2—3 porcellanene Reibschalen von 7—14 cm Durchmesser, eine Anzahl gläserner Näpfchen (Krystallisationsschalen) von 3—6 cm Durchmesser, 4—6 Biergläser von schlichtem Glase, besser noch Bechergläser mit umgebogenem Rande und gleichmäßig dickem Glase, mehrere Waschgeschirre aus weißer Faience.

2. An anderen Apparaten: 1 Wage von Messing mit platten nicht zu kleinen Schalen, die bei 1—1$^1/_2$ cg bemerkbar ausschlägt, 5 Mk. 40 Pf. An Gewichten folgende Stücke: 100 g, 50, 20, 10, 5, 2, 1, 0,5, 0,2, 0,1 0,05, 0,02, 0,01 g (Preise resp. circa 80 Pf., 60 Pf., 40 Pf., 30 Pf., 25 Pf., 20 Pf., 15 Pf.; die kleineren à 8 Pf.). Es würde sich empfehlen, die beiden ersten Stücke einfach, die 4 folgenden doppelt, die übrigen 3- bis 4fach anzuschaffen. 1 Platindraht, 10 cm lang, 45 Pf., 1 St. Platinblech, wenigstens 3 × 2 cm, Preis nach Gew. (nicht zu dünn), 1 Löthrohr 60 Pf., 1 eiserner unverzinnter Löffel 30 Pf., 1 Stück feines Drahtnetz 7—8 cm lang und breit 15 Pf., 1 hessischer Tiegel, etwa handbreit hoch, 30 Pf., einige irdene Töpfe von verschiedener Größe, 1 Blechnapf zum Sandbade 30 Pf., 1 Pincette

70 Pf., 1 Rattenschwanzfeile 45 Pf. Für Schulen sind einige dünne Porcellantiegel von 3—5 cm Durchmesser mit Zange und Aeolipile sehr wünschenswerth. Von Nutzen sind eine Vollpipette zu 10 ccm, 50 Pf., zwei Büretten à 2 Mk., einige Quetschhähne à 40 Pf., ein Thermometer mit eingeätzter Theilung 5 Mk.

3. Chemikalien in Gläsern, a. mit Glasstöpsel und zwar größere Standflaschen für englische Schwefelsäure 1,50—2,50 kg, Salzsäure 1,50—2,50 kg, Ammoniak 0,50—1 kg, Salpetersäure 0,50—1 kg. Ferner Nordhäuser Schwefelsäure 0,50 kg, Kalilauge 0,50 kg, Natronlauge 0,50 kg. (Die Glaspfropfen der beiden letzteren werden durch die Flüssigkeit angegriffen und dadurch oft fest; man trockne die Pfropfen rein ab und gebe ihnen einen dünnen Ueberzug von erhitztem Gummi elasticum.) In kleinen Gläsern salpetersaures Silberoxyd 5 g, Jod 5 g. — b. mit Korkpfropfen eine Standflasche für destillirtes Wasser 2,50 kg, Brennsprit 1,50—2,50 kg. Medicingläser kleinerer Sorte gefüllt mit Essig, Essigsäure, Aether, Alkohol, Terpentinöl, Benzin, Steinöl, Glycerin, Salicylsäure, krystallisirte und rohe Carbolsäure; in kleinen Gläsern Baumöl, Campher 5 g, Aetzkali 5 g, Quecksilber 50 g, Schweinfurter Grün (Pulver, aber †) 5 g, in kleinen Gläsern mit weiter Oeffnung dicker Terpentin 30 g, Cyankalium † 5 g, Phosphor 10 g in destillirtem Wasser, Kaliummetall 5 g in rectificirtem Steinöl. (Die größeren Standflaschen sind nur für Schulanstalten berechnet, für Selbstunterricht würde man mit geringeren Mengen auch von den folgenden Chemikalien ausreichen, aber wenig damit sparen, da die Arbeit des Abwägens, Einpackens 2c. dieselbe bleibt.)

4. Folgende Chemikalien bestellt man am besten auf einmal in einer Droguenhandlung. Sie brauchen nicht durchaus chemisch rein zu sein, müssen aber doch in einer soliden Handlung gekauft werden. Man kann sie sich in Papierbehältern geben lassen, doch ist es ökonomischer, dafür kleine ordinäre Glashäfen anzuschaffen, wozu man sich Korke schneiden läßt. Die Etiquetten klebt man mit Gummilösung (mit $^1/_3$ Zucker versetzt — stets vorräthig zu halten, Schimmel durch ein paar Tropfen Sprit oder Aether zu beseitigen) auf die Gläser und schreibt den Namen und das chemische Zeichen darauf, am sichersten mit der Bleifeder. (Die folgenden Chemikalien haben alphabetische Ordnung.) Die beigesetzten Zahlen bedeuten g.

Aluminium 5, Chlorbarium 5, Oxalsäure 10, Kupferoxyd 10, schwefels. Kupferoxyd 30, Pariserblau 5, Schwefeleisen 50, Eisenvitriol 150, Quecksilberoxyd 5, Zinnober 5, gelbes Blutlaugensalz 20, rothes Blutlaugensalz 10, chlorsaures Kali 100, Pottasche 50, Kleesalz 20, doppelt chromsaures Kali 20, krystallisirtes übermangans. Kali 10, Kalisalpeter 100, Kalialaun 100, gereinigter Weinstein 40,

Magnesiumdraht oder -band 5, kohlens. Magnesia 10, schwefels. Magnesia 30, Braunstein, gepulvert 50, Kochsalz 500, Borax 30, Soda 500, doppelt kohlensaures Natron 100, Natronsalpeter 20, krystallisirtes schwefels. Natron (in einem Glashafen, gut verschlossen) 50, Salmiak 50, Blei (Blechform) 30, Bleiglätte 30, Mennige 10, Bleiweiß 10, Bleizucker 50, Schwefel 100, Schwefelblumen 50, Antimonmetall 10, Grauspießglanzerz 50, Brechweinstein 10, Zinn (Blech) 50, Zink (Blechform) 50.

So auch folgende organische Stoffe, die man am besten nach ihrem gewöhnlichen Namen ordnet: Gummi arabicum 50, Gummi Sandarach 50, Tragantpulver 20, Benzoesäure 10, Benzoeharz 10, Kolophonium 30, Schellack 10, Hausenblase 5, weißer Zucker 50, Kandiszucker 50, Milchzucker 10, Lackmus 100, Curcuma 30, Indigo 10, Rothspäne 40, Galläpfel 30, Weinsäure 50, Stärke (Amidam) 50, weißer Thon 50, Holzkohlenpulver 50, Bernstein (Stückchen), Terpentin 10, Gerbsäure 10.

5. Auf verschiedenen Wegen wird man sich Folgendes zu verschaffen wissen: Blattgold, etwa 4 cm lang und breit (vom Buchbinder), Stanniol 1 Bogen, Eisenfeile etwa 100 g, Eisendrehspäne 0,50—1 kg, Hammerschlag, gewaschen 20 g, Stahlsaiten Nr. 2 und 12, Kupferfeile 120 g, frisch gebrannter Kalk zerschlagen, pfundweise, gebrannter Gyps in einem Glase gut verkorkt, krystallisirter Gyps, größere Holzkohlenstücke für Löthrohrversuche, Thee Kleinigkeit, Seife ein Stück, einige Federn (Flugfedern von Krähen).

Die Mehrzahl der Chemikalien wird für 2 Curse, manche werden noch weiter reichen.

Alphabetisches Register.

Berichtigungen.

Seite 229 Zeile 9 v. u. $C_6H_6O_3$ st. $C_6H_4O_2$,
— 230 — 12 v. u. Benzyl st. Kressyl,
— 231 — 15 v. u. blauviolette st. braune,
— 232 — 11 v. u. besser st. ebensogut,
— 235 — 8 v. o. kalte st. erwärmte,
— 236 — 7 v. u. auffallenden st. durchscheinenden,
— 236 — 8 v. u. durchfallenden st. auffallenden,
— 241 — 1 v. u. $C_8H_8O_3$ st. $C_{10}H_6O_2$,
— 241 — 12 v. o. $C_{10}H_{16}O_4$ st. $C_{10}H_{16}O_2$,
— 242 — 5 v. u. zwischen „vermische" u. „Terpentinöl" einzuschalten: tropfenweise,
— 246 Nr. 198, Zeile 4 v. u. Als Alkaloide st. Mit Alkaloiden,
— 246 Zeile 3 v. u. „und Thierkörpern" ist zu streichen,
— 248 — 4 v. o. „ungefähr . . . Doppelte." ist zu streichen, dafür: gutes Opium enthält 10—12 Proc. Morphin.

Pierer'sche Hofbuchdruckerei. Stephan Geibel & Co. in Altenburg.

Kardel, J. H., Seminarlehrer, **Aufgaben zum Kopfrechnen**, methodisch geordnet und nach dem Münz-, Maß- und Gewicht-Systeme des Deutschen Reiches verfaßt. Zweite Auflage. 1874. 8. Erstes Heft. 127 S. Zweites Heft. 157 S. Preis jedes Heftes 1 Mark 20 Pf.

— — Seminarlehrer, **Beiträge zur Schulpraxis** in Volks- oder Elementarschulen für Lehrer und Schulfreunde verfaßt und in zwanglosen Heften herausgegeben. Gr. 8. Erstes Heft. 1872. VIII u. 94 S. Preis 1 M. 20 Pf. Zweites Heft. 1872. VI u. 114 S. Preis 1 M. 50 Pf. Drittes Heft. 1873. X u. 86 S. Preis 1 Mark 50 Pf.

— — **Aufgaben zu Sprachübungen** in der Deutschen Volksschule. 1873. 8. 50 S. Geh. Preis 40 Pf.

Lindemann, J., **Bilder für den ersten Lese- und Anschauungsunterricht**, nebst Begleitungsblättern. 1864. Gr. 8. 36 Blätter in Steindruck u. 16 S. Text. Geh. Preis 1 Mark 80 Pf.

Löhmann, J. H., **mehrstimmige Choräle** (50 zwei-, 35 drei- und 1 vierstimmiger) nach Apel für die Schule. Neunte Auflage. 1877. 8. VI u. 42 S. Geh. Preis 30 Pf.

Nissen, A., Hauptpastor, **Bibelkunde.** Kurzgefaßte Einleitung in die Heiligen Schriften Alten und Neuen Testamentes. 1877. Gr. 8. VI u. 113 S. Geh. Preis 1 Mark 40 Pf.

Nissen, J., weiland Schullehrer, **Unterredungen über die biblischen Geschichten.** Ein praktisches Handbuch für Schullehrer. Dreizehnte Auflage. 1878. Gr. 8. Geh. Band I. Altes Testament. XVI u. 504 S. Band II. Neues Testament X u. 528 S. Preis jedes Bandes 4 Mark.

Nissen, J., **Unterredungen über den kleinen Katechismus Luthers.** Ein praktisches Handbuch für Schullehrer. Neunte Auflage. 1871. Gr. 8. XVI u. 744 S. Geh. Preis 6 Mark.